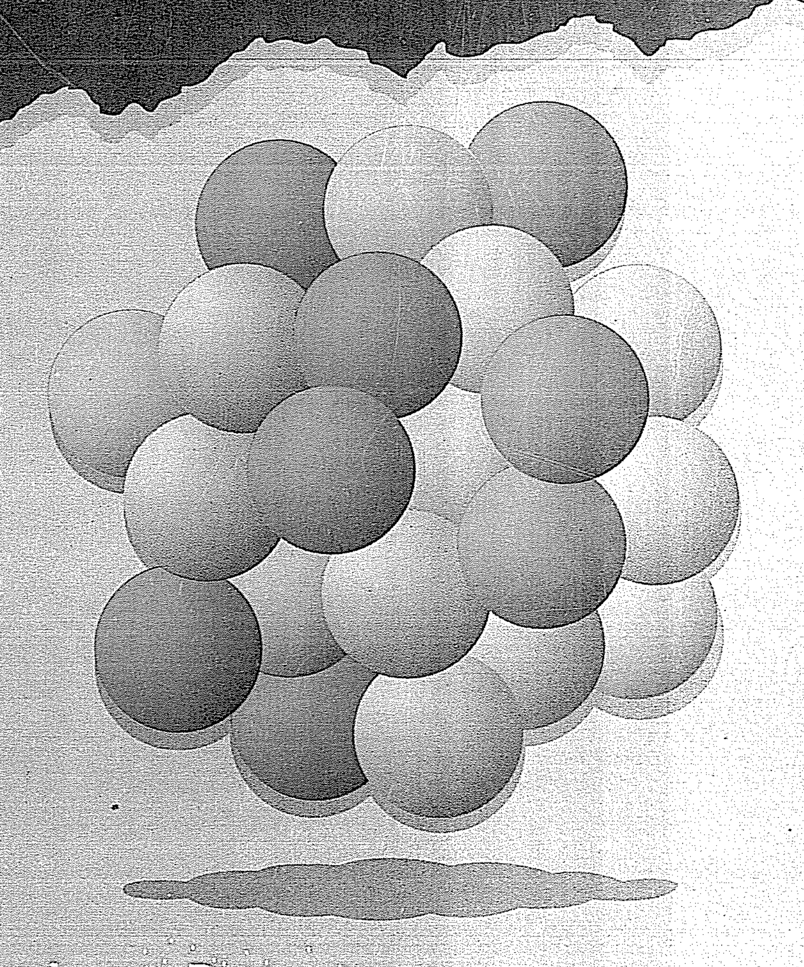
QUÍMICA 4

Aula Taller

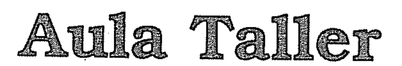
JOSÉ MARÍA MAUTINO



EDITORIAL STELLA

JOSÉ MARÍA MAUTINO

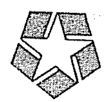
Química 4



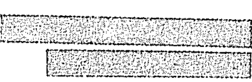
TERCERA EDICIÓN
CUARTA REIMPRESIÓN



Cuarto Año del Bachillerato
Cursos de
Ingreso a la Universidad



EDITORIAL
STELLA



I.S.B.N. 950-525-276-5

Impreso en la Argentina.
Printed in Argentina.

Tapa: Pablo del Barrio

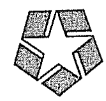
Diagramación: A. García Sáez

Ilustraciones: Emilio Contartesi

**Composición
y Armado:** Gráfica Belem S.R.L.

Agradecimientos:

- A todos mis maestros, colegas y alumnos por sus invalorables aportes
- A mi esposa e hijos por su constante apoyo y aliento.
- A la Editorial Stella por la publicación de esta obra.



EDITORIAL
STELLA

Viamonte 1984 - 1056 - Buenos Aires - República Argentina
Teléfono: (011) 4374-0346 • Fax: (011) 4374-8719
E-mail: stella@confar.org.ar

PRESENTACIÓN

Las profundas transformaciones que, en los últimos tiempos, ha experimentado nuestro planeta, encuentran en la Química a uno de sus principales responsables.

El **aprendizaje de Química**, además de aportar conocimientos indispensables para comprender los asombrosos cambios que se han producido, permite el **desarrollo de destrezas, hábitos y habilidades intelectuales** necesarios para la formación integral de las personas.

Los educandos, como futuros ciudadanos, necesitan comprender Química para que ésta contribuya al bienestar del hombre y a una mejor calidad de vida, a través del correcto uso de sus aplicaciones tecnológicas.

Este **texto** tiene el propósito de ser un **auxiliar adecuado** para:

- los **alumnos**, ya que les permite ser **protagonistas de su aprendizaje** y no simples receptores de conocimientos.
- los **profesores**, porque está organizado de acuerdo con la **metodología actual del aprendizaje científico**: experimentación-conceptualización-aplicación.

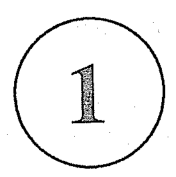
Cada uno de los Capítulos que integran este libro se estructura así:

- **eje conceptual** que expresa la secuencia de los conceptos desarrollados.
- **objetivos** que se esperan lograr al concluir el aprendizaje.
- **trabajos prácticos** que permiten observar e interpretar hechos o cambios particulares, a través de los cuales se pueden elaborar conceptos y principios generales.
- **contenidos temáticos** que brindan la información necesaria para comprender los conceptos, principios y leyes fundamentales.
- **actividades de reconocimiento** destinadas a reconocer, identificar y fijar los conceptos generales.
- **actividades de razonamiento** que permiten interpretar, relacionar, comparar y reflexionar sobre los principales conceptos.
- **actividades de aplicación** que posibilitan resolver situaciones problemáticas derivadas de los temas desarrollados.
- **actividades de profundización** que contribuyen a ampliar los conocimientos y desarrollar otras habilidades intelectuales.
- **lecturas complementarias** que ayudan a asegurar el nexo indisoluble que existe entre la química y la realidad en que vivimos.

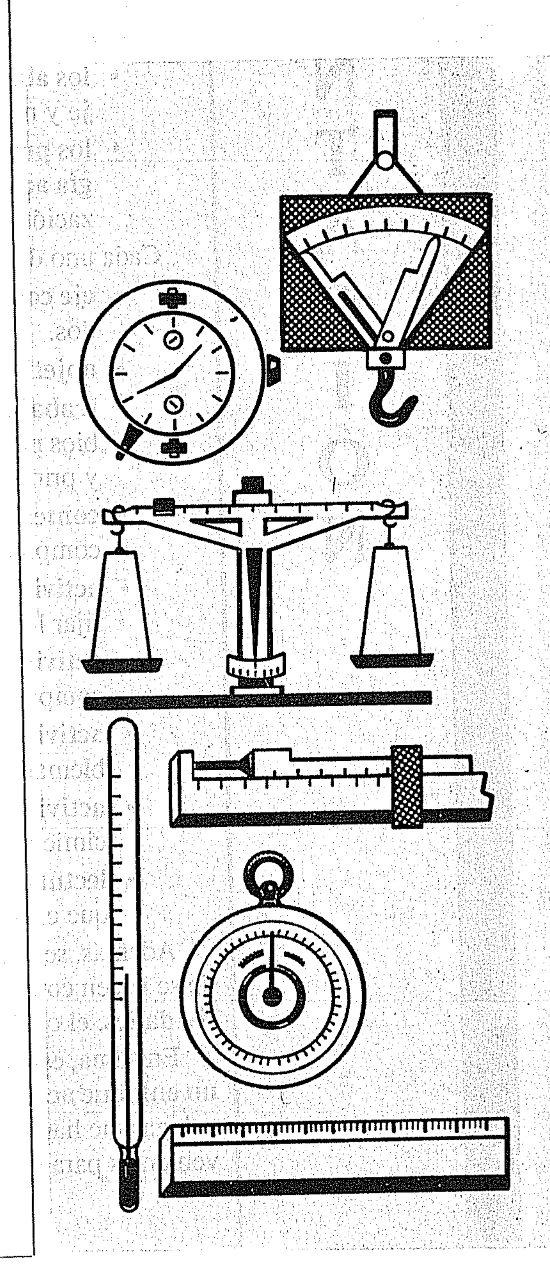
Además, se encuentra a disposición de los Profesores un **cuadernillo** donde se hacen **consideraciones didácticas** y se da **respuesta a las distintas actividades**, el cual puede solicitarse directamente a la Editorial Stella.

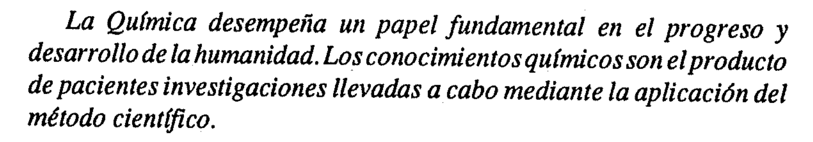
En suma, este trabajo pretende contribuir al **aprendizaje de Química con un enfoque actualizado** que sea útil para alumnos y docentes. Espero que mis colegas me hagan llegar las sugerencias y observaciones que consideren convenientes para contribuir al mejoramiento de esta obra.

EL AUTOR

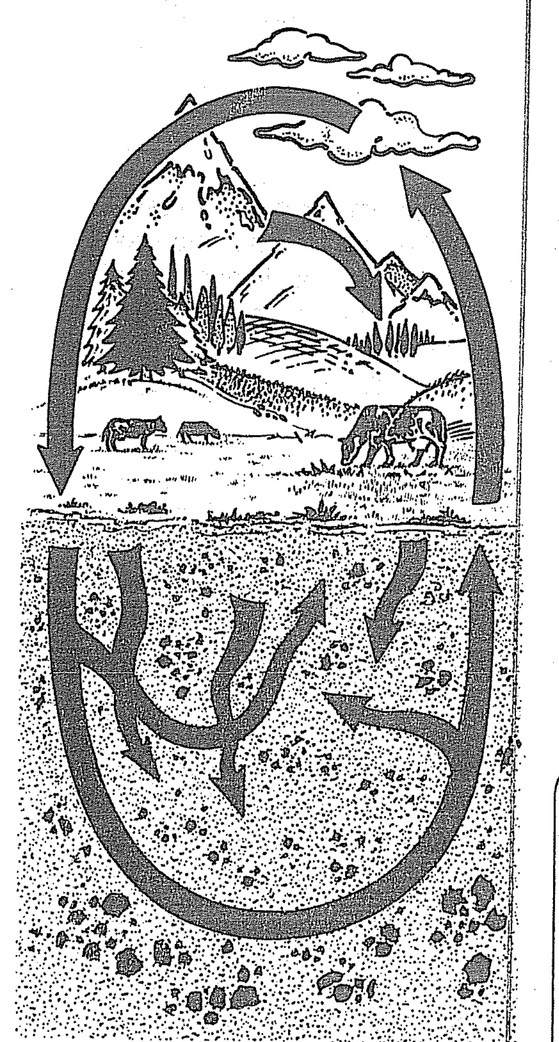


INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA





Eje conceptual



La Química desempeña un papel fundamental en el progreso y desarrollo de la humanidad. Los conocimientos químicos son el producto de pacientes investigaciones llevadas a cabo mediante la aplicación del método científico.

El campo de acción de la Química está circunscripto al estudio de la materia, la energía y sus transformaciones.

La materia es el componente común a todos los cuerpos, los cuales están dotados de masa y volumen. Existen distintas clases de materia que se llaman sustancias.

Las propiedades de las sustancias se pueden clasificar en extensivas e intensivas, según que dependan o no de la masa.

Las sustancias están constituidas por moléculas, las cuales se forman, a su vez, por la unión de átomos.

La materia se puede presentar en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso, cuyas características se explican por medio de la teoría molecular.

La energía es la capacidad para realizar un trabajo que presenta un cuerpo o sistema de cuerpos. Existen distintas formas: calor, electricidad, luz, etc. y pueden transformarse unas en otras, pero conservándose siempre la cantidad total de energía.

Las transformaciones de la materia se producen por la acción de una o más formas de energía. Entre las transformaciones de la materia son importantes los cambios de estado y las reacciones químicas. Estas últimas comprenden distintas clases, como la combinación y la descomposición.

Los diferentes cambios que se producen en la Naturaleza se pueden clasificar en fenómenos físicos y fenómenos químicos.

OBJETIVOS

1. Descubrir la importancia de la Química y su condición de ciencia experimental.
2. Identificar conceptos fundamentales para el aprendizaje de Química.
3. Revisar nociones básicas sobre materia, energía y sus transformaciones.
4. Clasificar los fenómenos naturales.

¿POR QUÉ APRENDER QUÍMICA?

Al comenzar el aprendizaje de cualquier materia es importante estar convencido de la necesidad y conveniencia de llevarlo a cabo.

Conocer de qué trata la disciplina en cuestión, constituye uno de los aspectos indispensables para despertar la motivación que impulse a realizar las acciones requeridas a fin de lograr su correcto aprendizaje.

Con este propósito, le invitamos a realizar la siguiente:

LECTURA COMPRENSIVA

I) Lea atentamente el siguiente texto tomado del libro "La Química crea un mundo nuevo", de Bernard Jaffe. Editorial Universitaria de Buenos Aires.

¿DE QUÉ TRATA LA QUÍMICA?

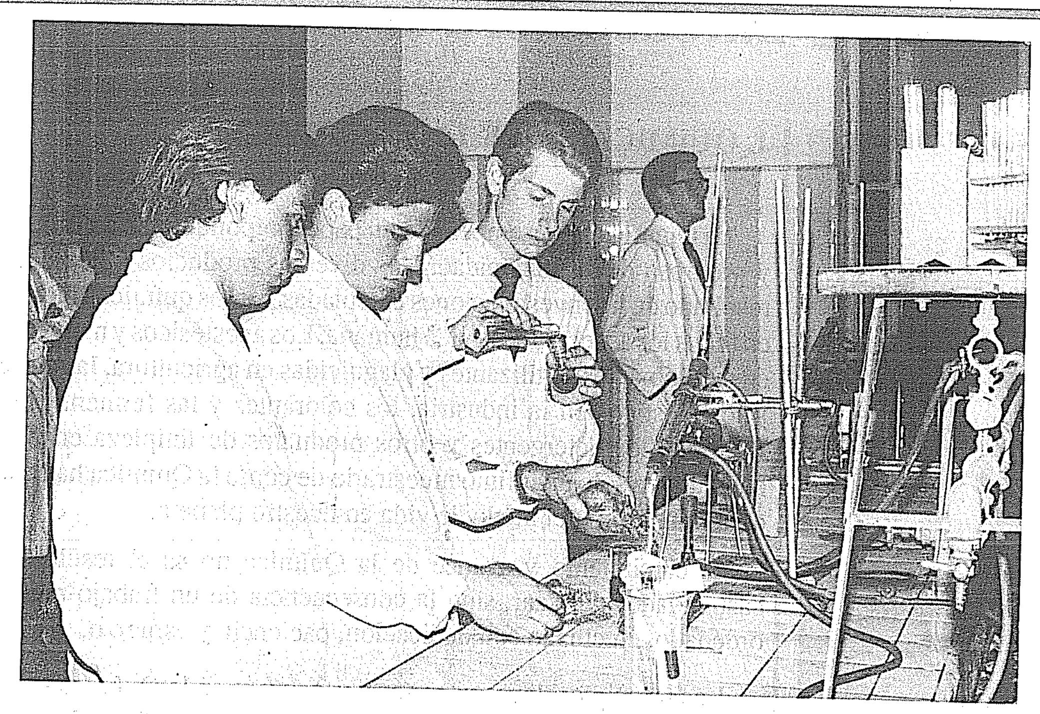
¿Ha pensado usted alguna vez lo que sería este mundo sin el descubrimiento y desarrollo de todos los hechos y conocimientos de la química moderna?

Sería un mundo en el que al nacer un niño, sólo podría esperarse para él 35 años de vida —la mitad de la prevista para un niño de hoy. Sería un mundo en el cual el hombre permanecería todavía pegado a la tierra, sin alas para volar y sin aviones de chorro. Sería un mundo en el cual la transmisión de voces e imágenes a través del aire se consideraría como un sueño de gentes simples o demasiado crédulas. Sería un lugar funesto para aquellos que deben enfrentar los dolores de la cirugía o las fiebres de una enfermedad, porque aún no estarían a nuestro alcance los grandes anestésicos de los tiempos modernos.

¿Cómo ha logrado la química transformar a éste, nuestro planeta, de modo tan profundo y en un tiempo relativamente breve? Para comprender este asombroso cambio —y lo que es más importante aún, para que resulten del todo inteligibles el diario matutino y las realizaciones químicas de los últimos veinte años que han conmovido al mundo—. se deberá tener ciertos conocimientos básicos de la química y sus aplicaciones.

No me detendré en este punto para dar una definición completa o estrictamente técnica de la ciencia química, que tendría muy poco sentido aún. Por ahora, será suficiente con decir que la química se relaciona con la naturaleza o composición de las cosas: las rocas de la tierra, el agua y la sal del mar, el aire que respiramos, el papel en el cual escribimos, los alimentos que ingerimos, el neumático sobre el que ruedan nuestros vehículos y los remedios que tomamos, por mencionar sólo algunos ejemplos.

La química se relaciona también con las mil formas en que las sustancias cambian o se comportan en presencia de otras sustancias. Por ejemplo, el químico se interesa en saber por qué un fleje de acero expuesto al



aire se herrumbra, por qué una placa fotográfica se oscurece al ser expuesta a la luz, qué sucede con el alimento durante el proceso digestivo, de qué manera un antibiótico destruye al invasor microbiano y por qué el bombardeo de una partícula de uranio puede desencadenar un cataclismo. Finalmente, la química incluye también el estudio de los cambios energéticos que acompañan a las transformaciones químicas, por ejemplo, el desprendimiento de calor, luz o electricidad.

Más aún, el químico ha creado cosas nuevas que la Naturaleza jamás pudo producir: colorantes artificiales que rivalizan con los colores del arco iris; fibras sintéticas que superan a las que producen la oveja, el gusano de seda o el algodón; drogas más potentes que cualquier extracto obtenido de minerales, vegetales o animales.

Adaptado de:
Bernard Jaffe: *LA QUÍMICA CREA UN MUNDO NUEVO*

II) Realice una segunda lectura reflexiva. Subraye las ideas principales.

III) Exprese en forma sintética cuál es el campo de acción de la química.

....

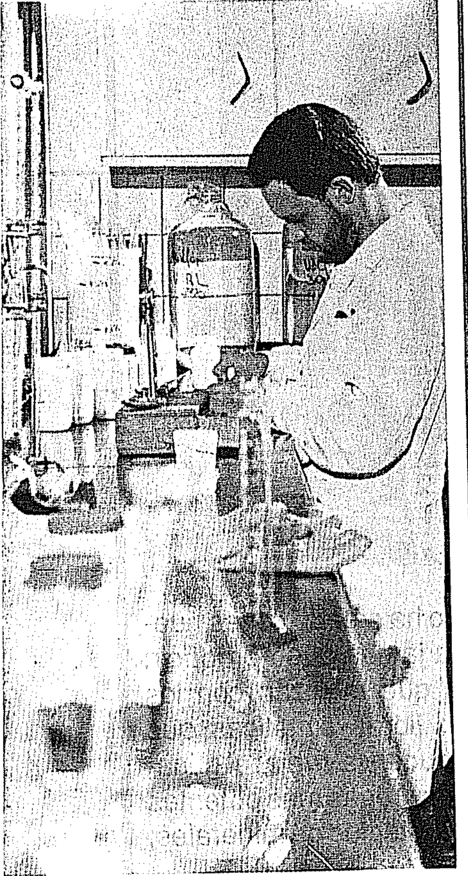
....

....

....

....

1 Introducción a la Química



La experimentación es una de las características esenciales de la Química.

1. QUÍMICA: CIENCIA EXPERIMENTAL

La Química ha desempeñado un papel preponderante en el desarrollo y progreso de la humanidad. Los diversos productos obtenidos como resultado de las investigaciones efectuadas por los químicos han influido en todos los aspectos de la vida humana. Los anestésicos y medicamentos en medicina, los fertilizantes y plaguicidas en agricultura, las aleaciones y los plásticos en la industria, los colorantes y las fermentaciones en Biología, los detergentes y otros productos de limpieza en el hogar, constituyen sólo un ínfimo muestrario de cómo la Química ha contribuido a transformar el modo de vida en nuestro planeta.

El crecimiento y avance de la Química no es el resultado de la casualidad o del azar, sino la consecuencia de un trabajo metódico y ordenado, efectuado con dedicación, paciencia y esfuerzo.

Los principios, leyes y teorías que conforman la Química son elaborados después de realizar minuciosas observaciones, formular hipótesis, efectuar experimentos y analizar e interpretar datos que permitan elaborar conclusiones válidas. Los conocimientos de Química son el producto de profundas investigaciones que los científicos realizan aplicando el método propio de las Ciencias Naturales: **el método científico o experimental**.

En consecuencia, la actividad básica de la Química es la experimentación y, por lo tanto, se incluye entre las denominadas **Ciencias Experimentales**. Por esta causa es indispensable comprender cuáles son las características del método científico y cómo se aplica en un proceso de investigación.

1.1. El método científico



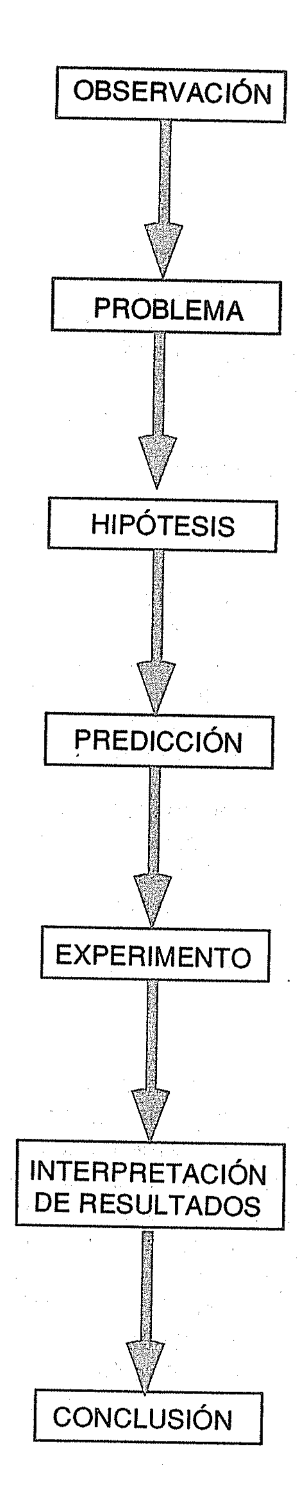
Este método ya fue explicado en cursos anteriores, por lo cual sólo recordaremos sus aspectos fundamentales.

El punto de partida de toda investigación es la **observación** meticulosa de los hechos o fenómenos que suceden en el mundo que nos rodea. Observar no es sólo mirar para ver, sino que es examinar atentamente con un objetivo determinado y aplicando to-



dos los sentidos o el mayor número posible de ellos.

Esta forma de observar genera dudas y preguntas que llevan al **planteamiento de un problema.**

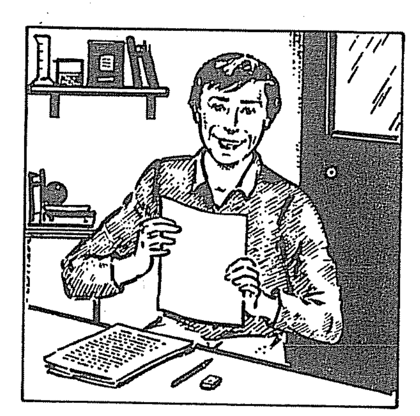


Una vez definido éste, el observador, con toda la información disponible, da una respuesta tentativa o provisional al mismo, es decir, procede a formular una **hipótesis.** Esta es una suposición y como tal debe ser verificada para determinar su validez a través de la experimentación.



Toda hipótesis permite deducir consecuencias que habrán de presentarse en los hechos o fenómenos que se estudian, o sea, establecer **predicciones.**

Luego debe verificarse si dichas predicciones son correctas, para lo cual se realiza la **experimentación** o "situación experimental", que permita probar la validez de la hipótesis propuesta.



El experimento arroja resultados e información que llevan al **análisis y a la interpretación de los datos obtenidos.**

De esta forma se llega a elaborar una **conclusión** de la investigación realizada. Si la misma no demuestra la corrección de la hipótesis formulada, es necesario proponer nuevas hipótesis y reanudar las acciones tendientes a verificar su validez.

Cuando la conclusión confirma la hipótesis y puede ser aplicada a todos los fenómenos semejantes, se está en presencia de una **generalización** que puede derivar en la formulación de una **ley** o **principio**, con los cuales se elaboran las **teorías.**

Este conjunto de acciones que se han señalado, son las que realizan en forma organizada los investigadores para encontrar las respuestas a los problemas que les plantea la Naturaleza y se las conoce con la denominación de **MÉTODO CIENTÍFICO.**

LECTURA COMPLEMENTARIA

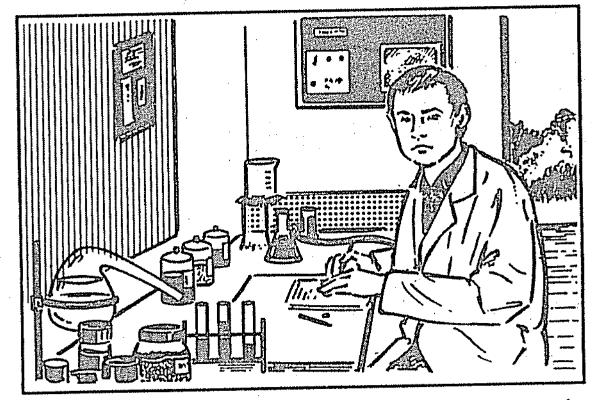
EL INVESTIGADOR CIENTÍFICO Y LA ÉTICA

El investigador científico, como persona humana, no es ajeno a los principios éticos y morales que condicionan su accionar. Sobre este aspecto transcribimos párrafos del discurso pronunciado por Juan Pablo II, ante la UNESCO, en 1980, que merecen una profunda reflexión:

Si mucho nos edifica y nos alegra el trabajo científico —ese **avance del conocimiento desinteresado de la verdad**, a cuyo servicio se entrega el sabio con la mayor dedicación y a veces con riesgo de su salud e incluso de su vida—, mucho más debe preocuparnos todo lo que está en contradicción con los principios del desinterés y de la objetividad, que haría de la ciencia un **instrumento** para conseguir objetivos que nada tienen que ver con ella.

Debemos preocuparnos de todo lo que proponen y presuponen esos fines no científicos, y que exigen de los hombres de ciencia que se pongan a su servicio sin permitirles juzgar ni decidir, con independencia de espíritu, acerca de la **honestidad humana y ética** de tales fines, o les amenaza de sufrir las consecuencias si se niegan a colaborar. (...)

Nos damos cuenta de ello: **el futuro del hombre y del mundo está amenazado**, radicalmente amenazado, a pesar de las intenciones ciertamente nobles de los hombres del saber, de los hombres de ciencia. Y está amenazado porque los maravillosos resultados de sus investigaciones y sus descubrimientos, sobre todo en el campo de las ciencias de la naturaleza, han sido y continúan siendo explotados —en perjuicio del imperativo ético— para fines que nada tienen que ver con las exigencias de la ciencia, e incluso **para fines de destrucción y de muerte**, en un grado jamás conocido hasta ahora, causando daños verdaderamente inimaginables. Mientras que la ciencia está llamada al servicio de la vida del hombre, se constata demasiadas veces, sin embargo, que se halla sometida a fines destructivos de la verdadera dignidad del hombre y de la vida humana. (...)



Me dirijo a su inteligencia y a su corazón, por encima de las pasiones, las ideologías y las fronteras. Me dirijo a todos aquellos que, por su poder político o económico, podrían verse inducidos, y muchas veces lo son, a imponer a los hombres de ciencia las condiciones de su trabajo y su orientación. Me dirijo, sobre todo, a cada hombre de ciencia individualmente y a toda la comunidad científica internacional.

Todos ustedes, unidos, representan una potencia enorme: la potencia de las inteligencias y de las conciencias. ¡Muéstrense más poderosos que los poderosos de nuestro mundo contemporáneo! Decídanse a demostrar la más noble solidaridad con la humanidad, la que se funda en la dignidad de la persona humana. Construyan la paz, empezando con su fundamento: **el respeto de todos los derechos del hombre**, los que están ligados a su dimensión material y económica, y los que están ligados a la dimensión espiritual e interior de su existencia en este mundo. ¡Que la sabiduría les inspire! ¡Que el amor los guíe, ese amor que ahogará la amenaza creciente del odio y la destrucción!

Juan Pablo II

2. QUÍMICA: CIENCIA DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA

Desde el punto de vista de la Química, los objetos inertes y los seres vivos, como todo el Universo, están constituidos por **materia** y **energía**.

Para su estudio se recurre a la observación y al experimento y a partir de ellos se formulan principios, leyes, teorías y modelos que pretenden explicar el comportamiento de nuestro mundo.

En las páginas siguientes se hará referencia a conceptos fundamentales necesarios para un mejor aprendizaje de la Química.

3. LA MATERIA

Al observar el mundo que nos rodea notamos la presencia de objetos que nos ocasionan diferentes sensaciones y que se denominan **cuerpos**. Un banco, un pizarrón, una silla, un trozo de tiza, el agua contenida en un vaso, etc., son ejemplos de cuerpos.

El examen atento de los diversos cuerpos existentes, nos muestra algunas características coincidentes en todos ellos: tienen masa, ocupan un lugar en el espacio (volumen), son impenetrables, son divisibles, etc. Estas características generales de los cuerpos se deben a un componente común a todos ellos que es la **materia**. Por eso, suele definirse a los cuerpos como una porción limitada de materia.

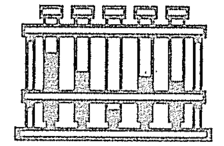
Además, observamos que hay distintas clases de materia, diferenciables entre sí por su color, olor, estado físico, textura, aspecto, sabor, etc. A cada una de estas clases de materia se la denomina **sustancia**.

Así, el vidrio, el hierro, la sal, el azúcar, son sustancias diferentes y las características propias que las distinguen se llaman **propiedades**.

CUERPO
Es toda porción limitada de materia.

MATERIA
Es el componente común a todos los cuerpos dotados de masa.

SUSTANCIA
Es cada una de las clases de materia.



TRABAJO PRÁCTICO

DENSIDAD

Objetivos:

- Confeccionar gráficos en forma correcta.
- Establecer si existe o no relación entre masa y densidad.

Materiales:

Papel milimetrado o cuadriculado.

Lápiz o lapicera.

Regla.

Datos:

En un trabajo experimental se ha determinado la masa y el volumen de distintas muestras de una misma sustancia. Los datos obtenidos se transcriben en la siguiente tabla de valores:

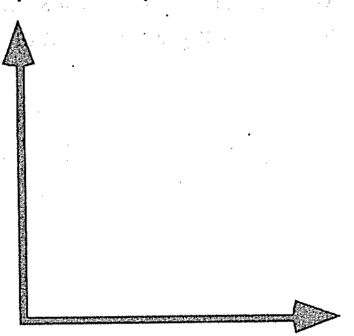
Tabla A

Muestra	Masa (g)	Volumen (ml)	Densidad (g/ml)
1	34,45	4,40	
2	44,46	5,70	
3	62,80	8,00	
4	78,88	10,10	
5	100,35	12,80	
6	121,99	15,60	

Actividades:

a) Complete la tabla anterior calculando los valores correspondientes a la densidad.

b) Confeccione un gráfico con los datos de la Tabla A, representando en la ordenada (eje vertical) la masa en gramos y en la abscisa (eje horizontal) el volumen en mililitros.
Luego que haya marcado los puntos de intersección correspondientes a los pares relacionados (34,45 g con 4,40 ml; 44,46 g con 5,70 ml, etc.), trace una recta que pase lo más equidistante posible de dichos puntos.



c) Anote la interpretación correspondiente al gráfico confeccionado: ....
....

d) Responda:

La densidad, ¿depende o no de la masa?...

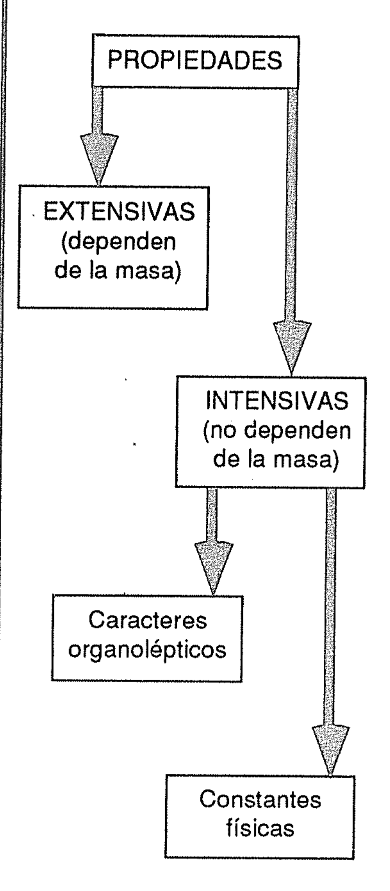
¿Por qué?: ....

3.1. Propiedades de las sustancias

Los atributos o cualidades de las sustancias se conocen con el nombre de **propiedades**. Estas propiedades se pueden clasificar en dos grupos: **propiedades intensivas y propiedades extensivas.**

3.1.1. Propiedades intensivas

Entre las propiedades de las sustancias hay algunas que se pueden apreciar por medio de los sentidos, como el color, sabor, sensación al tacto, sonido, etcétera, y que se denominan **caracteres organolépticos**. Si bien son fáciles de percibir, presentan el inconveniente de que, en muchos casos, no permiten distinguir claramente dos sustancias, pues no hay una diferencia apreciable entre ellas. Así, por ejemplo, la sal y el azúcar tienen color blanco, son inodoras y de brillo parecido, a pesar de ser sustancias distintas.



Existen otras propiedades que deben ser determinadas a través de mediciones experimentales, tales como el punto de fusión, punto de ebullición, densidad, índice de refracción, calor específico, etcétera, que al ser establecidas en las mismas condiciones, tienen valores definidos y constantes para cada sustancia y que suelen denominarse **constantes físicas**. Estas propiedades permiten diferenciar las distintas sustancias con mucha mayor certeza.

Los caracteres organolépticos y las constantes físicas reciben el nombre de **propiedades INTENSIVAS o ESPECÍFICAS**. Estas propiedades **no dependen** de la masa de que se dispone, puesto que para una misma sustancia son iguales, tanto en una pequeña porción como en una cantidad mayor. Así, 10 g de agua pura, a 4° C, tienen una densidad de 1 g/ml, igual que 100 g en las mismas condiciones.

3.1.2. Propiedades extensivas

Además de las propiedades intensivas, hay otras que **sí dependen** de la masa con que se cuenta, como es el caso del volumen, peso, superficie, capacidad calorífica, etcétera. A estas propiedades se les da el nombre de **EXTENSIVAS**, resultando obvio que no permiten identificar a una sustancia diferenciándola de otras. Por el peso, el volumen o la superficie no se puede decir qué sustancia es, pues se puede tener el mismo volumen de agua que de éter, o igual peso de sal que de cal, o la misma superficie de hierro que de madera, a pesar de ser sustancias distintas.

3.2. ¿Cómo está constituida la materia?

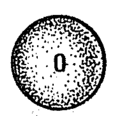
Desde la más remota antigüedad el hombre ha tenido la preocupación por saber cómo está constituida la materia. Por medio de especulaciones



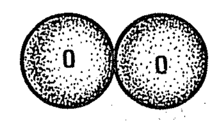
Átomo de hidrógeno



Molécula de hidrógeno



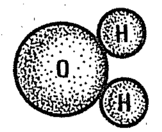
Átomo de oxígeno



Molécula de oxígeno



Molécula de helio constituida por un solo átomo.



Molécula de agua

filosóficas, los antiguos sabios griegos llegaron a la idea de que la materia está formada por partículas muy pequeñas, imposibles de dividir, a las que denominaron **átomos** (etimológicamente = **"a"**: sin; **"temno"**: dividir), o sea que átomo significa indivisible. Posteriormente, a principios del siglo XIX y mediante observaciones experimentales, los científicos arribaron a la conclusión de que toda la materia está formada realmente por átomos. Así, el agua, las piedras, el aire, el pizarrón, nuestro cuerpo, están constituidos por pequeñas partículas denominadas átomos.

A fines del siglo próximo pasado, al interpretar diversas experiencias, los investigadores dedujeron que dichos átomos están formados por otras partículas aún más pequeñas, como los protones, neutrones y electrones. De esta forma se comprobó que los átomos son divisibles, contrariamente a lo que se creía hasta entonces.

Por otra parte, se sostiene que los átomos rara vez se encuentran libres y aislados en la Naturaleza, como ocurre en algunos gases llamados inertes (helio, neón, argón, etc.). Lo más frecuente es que los átomos tiendan a unirse unos a otros, ya sean iguales o diferentes, para formar partículas más estables: las **moléculas**.

En consecuencia, se acepta que:

La partícula más pequeña de materia que puede encontrarse libre es la molécula, formada por uno, dos o más átomos.

Así, por ejemplo, la menor partícula de agua que presenta sus propiedades es la molécula de agua, la que a su vez está constituida por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno.

3.3. Los estados de la materia

La gran cantidad de sustancias diferentes que existen en el Universo pueden encontrarse en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. En ellos se puede observar lo siguiente:

ESTADO	CARACTERÍSTICAS DE LAS SUSTANCIAS
SÓLIDO	Presentan forma propia y volumen constante.
LÍQUIDO	Tienen volumen constante, pero no presentan forma propia, sino que adoptan la forma del recipiente que las contiene. Además, cuando están en reposo, su superficie libre es horizontal.
GASEOSO	Carecen de forma y volumen propios, adaptándose a la forma y al volumen del recipiente que las contiene. Dejadas en libertad, se expanden rápidamente; por el contrario, se pueden comprimir con facilidad.

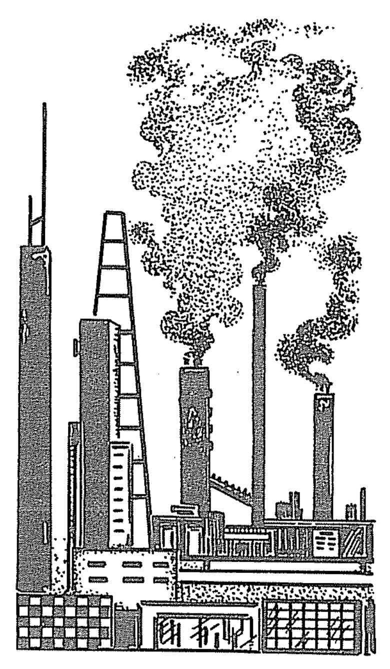
Para explicar estos estados se utiliza la denominada **teoría molecular**, que está basada en los siguientes supuestos:

a) La materia está formada por moléculas que están en movimiento continuo.

b) Entre las moléculas hay fuerzas de atracción que las aproximan, denominadas **fuerzas de cohesión.**

c) Cuanto mayor es la fuerza de cohesión, las moléculas están más próximas entre sí y, en consecuencia, su movimiento es menor.

En función de esta teoría es posible formular los correspondientes **modelos** para los gases, los líquidos y los sólidos.



Los gases se expanden ocupando un volumen cada vez mayor.

3.3.1. Los gases

Mediante la observación de los gases, se puede deducir que las moléculas de ellos están en continuo movimiento de traslación. Así, si se considera el gas que se utiliza como combustible en las cocinas, se ve que al abrir la llave rápidamente se percibe su olor, lo cual indica que las moléculas se trasladan hasta las fosas nasales; es decir que están en movimiento de traslación y se expanden.

Aplicando la teoría molecular se puede formular el siguiente modelo para los gases:

a) Las moléculas están en continuo movimiento de traslación rectilínea y de rotación sobre su eje.

b) Las fuerzas de cohesión son muy débiles y por lo tanto, las moléculas son independientes unas de otras y se separan fácilmente, ocupando un volumen cada vez mayor. Esto se llama **expansibilidad.**

c) En el caso de que un gas esté encerrado en un recipiente, las moléculas en su movimiento chocan entre sí y contra las paredes, originando una **presión.**

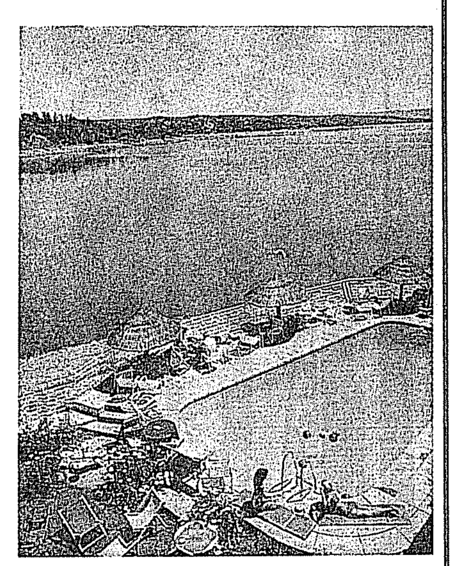
d) Si el recipiente presenta pequeños poros, algunas moléculas escapan por ellos, lo cual se denomina **efusibilidad.**

e) Si se ponen en contacto dos gases, las moléculas de uno se mezclan rápidamente con las del otros y viceversa. Este fenómeno recibe el nombre de **difusión.**

PROPIEDADES DE LOS GASES
EXPANSIBILIDAD
PRESIÓN
EFUSIBILIDAD
DIFUSIBILIDAD

3.3.2. Los líquidos

Se sabe que los líquidos tienen un determinado volumen, son móviles, fluyen y modifican su forma con gran facilidad por la acción de fuerzas externas.


Los líquidos ejercen presión sobre las paredes del recipiente que los contiene.

Utilizando la teoría molecular, se da la siguiente explicación a este hecho:

a) Las fuerzas de cohesión entre las moléculas son mayores que en los gases; por lo tanto, los espacios entre ellas son relativamente mucho menores y, en consecuencia, se mueven a menor velocidad.

b) La intensidad de las fuerzas de cohesión no permite que las moléculas se separen, por lo cual el volumen se mantiene constante.

c) Las moléculas pueden deslizarse unas sobre otras; por ello los líquidos fluyen y se derraman modificando su forma.

d) La atracción de la gravedad sobre las moléculas, junto con la posibilidad de deslizarse, determina que ocupen los espacios inferiores de los recipientes que los contienen, cualesquiera sean sus formas.

e) El movimiento continuo de las moléculas hace que choquen entre sí y con las paredes del recipiente, ejerciendo una presión sobre éstas.

f) Las moléculas de la superficie de los líquidos sólo son atraídas por las del interior de los mismos, por lo que forman una especie de película o membrana. Este fenómeno se denomina **tensión superficial.**

3.3.3. Los sólidos

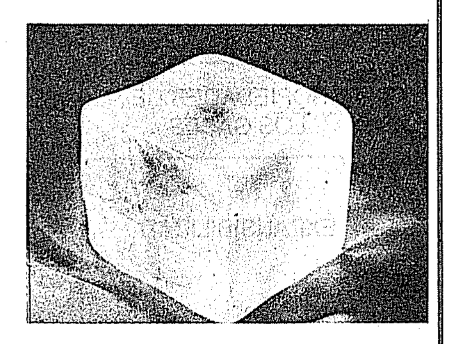
Los cuerpos en estado sólido se caracterizan por mantener su volumen y conservar su forma. Esto se puede explicar por medio de la teoría molecular del siguiente modo:

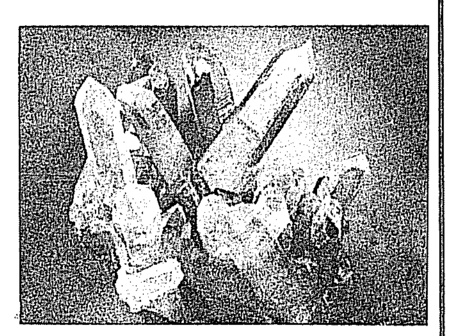
a) Las fuerzas de cohesión son muy intensas, los espacios intermoleculares muy pequeños y, en consecuencia, las moléculas carecen de movimiento de traslación.

b) Al no tener movimiento molecular de traslación, la forma permanece constante al igual que el volumen.

c) Las moléculas o partículas constituyentes ocupan posiciones fijas y sólo realizan movimientos vibratorios alrededor de un punto fijo.

d) Las partículas están distribuidas en forma ordenada en todas las direcciones del espacio, adoptando formas geométricas determinadas (cubo, prisma, etc.).
Esto se denomina **estructura cristalina**. Además, si el cuerpo mantiene la forma externa poliédrica, se llama **cristal.**




Los cristales resultan de la disposición ordenada de las partículas que los forman.

4. LA ENERGÍA

Al comienzo del capítulo dijimos que el Universo, desde el punto de vista de la Química, está constituido por materia y energía. Corresponde entonces que consideremos ahora la energía en particular.

Es evidente que el hombre, para atender a sus necesidades, se ve obligado a producir objetos y bienes de muy variada índole, para lo cual debe disponer de energía.

Si bien hablamos de la energía cotidianamente, resulta difícil definirla, aunque podemos concebirla como la **capacidad de un cuerpo o sistema de cuerpos de producir trabajo.**

> **ENERGÍA**
>
> Es la capacidad de un cuerpo o sistema de cuerpos de producir trabajo.

El hombre primitivo sólo disponía de la energía que podían desarrollar sus músculos. Después, cuando aprendió a domesticar a los animales para utilizarlos como bestias de tiro y carga, su capacidad de trabajo aumentó, pero la cantidad total de energía a su disposición siguió siendo limitada. Mucho después comenzó a utilizar la energía del viento y del agua para mover los molinos y otras máquinas sencillas, lo cual constituyó un importante adelanto. Pero el progreso industrial recién comenzó hace unos doscientos años, al ser construida la máquina de vapor, movida por la energía derivada principalmente de la combustión de la hulla. Desde ese entonces, con el aprovechamiento de otras fuentes de energía como el petróleo, el gas natural y las sustancias radiactivas, la posibilidad de realizar trabajos se incrementó notablemente.

> **Formas de energía**
>
> - Calórica
> - Eléctrica
> - Luminosa o radiante
> - Mecánica
> - Química
> - Magnética
> - Nuclear
> - Gravitatoria
> - Eólica

4.1. Formas de energía

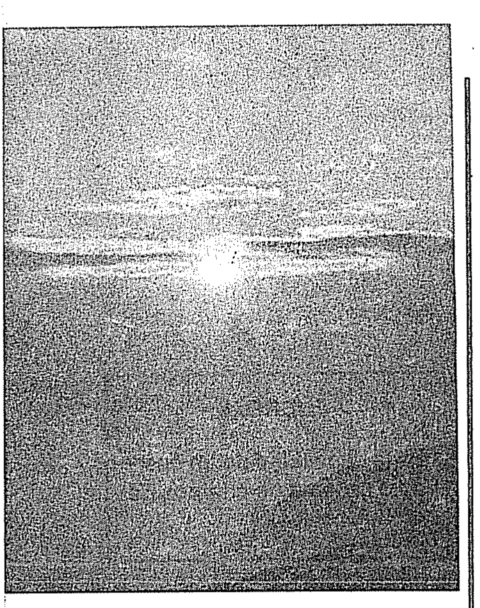
La energía existe en diversas formas. El calor liberado por el fuego es energía, como lo es la energía eléctrica que enciende una lamparita de luz. La propia luz es energía luminosa o radiante, en tanto que el movimiento es producido por la energía mecánica.

Otras formas de energía son la energía magnética, química, nuclear, gravitatoria, eólica, etcétera.

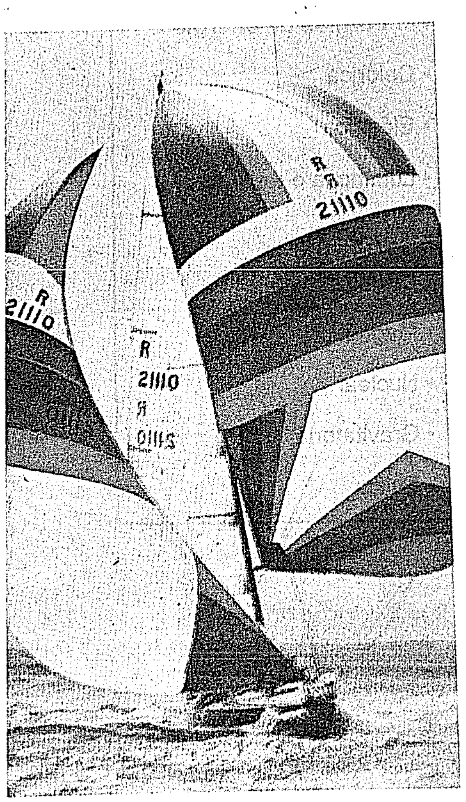
Cuando un cuerpo está en reposo tiene energía acumulada que recibe el nombre de **energía potencial**, pero, en cuanto el cuerpo se mueve, dicha energía se transforma en otra que es propia de los cuerpos en movimiento: la **energía cinética**. Esta última es la responsable de que los cuerpos realicen movimientos de traslación, rotación, vibración, etc.

4.2. Las transformaciones de la energía

La energía puede transformarse con relativa facilidad de una forma en otra. Así, por ejemplo, el Sol irradia energía que llega a la Tierra en forma



La energía solar puede transformarse en múltiples formas de energía diferentes.



La energía eólica es utilizada por el hombre desde la antigüedad.

de luz y calor; una parte es reflejada y devuelta a la atmósfera y otra es absorbida de diferentes modos: por las plantas, en la fotosíntesis, transformándola en energía química que almacenan en los alimentos; por los mares, lagos y ríos evaporando el agua para llevarla a la atmósfera, etcétera.

En muchos casos, el hombre controla y aprovecha la energía para diferentes usos, como ocurre cuando se construyen diques o represas, los cuales forman lagos donde se almacena la energía que posee el agua.

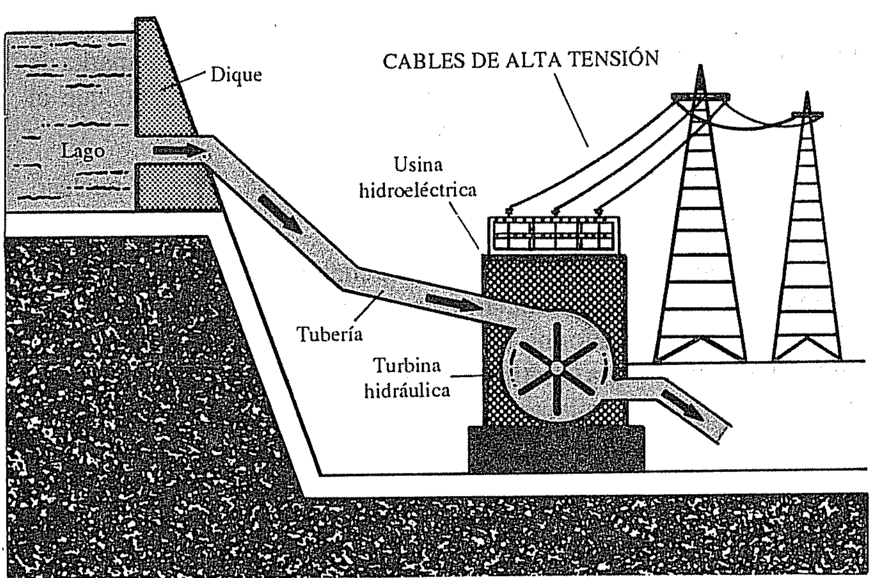
El dique está situado en un lugar alto y la masa de agua que retiene puede caer; por lo tanto, tiene **energía potencial gravitatoria.**

Al abrir las compuertas el agua desciende, su energía potencial disminuye pero adquiere movimiento, por lo cual va transformándose en **energía cinética.**

El agua es guiada por canales y tuberías hasta la usina hidroeléctrica y al llegar a las turbinas, provistas de grandes paletas, hace girar las ruedas (la energía cinética del agua pasa a las turbinas). Luego las turbinas ponen en movimiento a las dínamos, transformando la energía cinética mecánica en **energía eléctrica.**

La electricidad es conducida a casas y fábricas donde puede ser aprovechada para dar luz (**energía luminosa**), mover motores (**energía mecánica**), producir calor en estufas y planchas (**energía calorífica**), etcétera.

En forma esquemática:



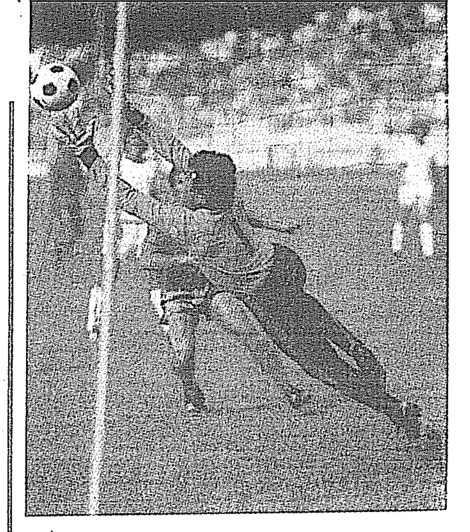
4.3. La conservación de la energía

La energía que interviene en los fenómenos naturales cambia de una forma a otra, pero aunque parezca sorprendente, es imposible destruirla. Puede ser desperdiciada pero nunca destruida.

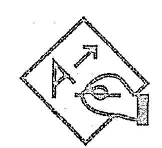
Por medio de cuidadosas mediciones, se ha podido establecer que la cantidad total de energía no sufre variaciones, a pesar de que se puede transformar de una forma en otra con relativa facilidad. Esto permitió formular el **Principio de la conservación de la energía:**

La energía no se crea ni se destruye, sino que se transforma.

Por lo tanto, la energía total del Universo permanece constante, aunque puede manifestarse de diversas formas y transformarse de unas en otras. Movimiento, luz, electricidad, calor, etcétera, son distintas manifestaciones de la energía que, sumadas, nos dan siempre la misma cantidad total.



La energía que necesitamos para las distintas actividades, la obtenemos a partir de la energía química que contienen los alimentos que ingerimos.



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Lea atentamente las siguientes afirmaciones. Cuando las considere correctas, encierre con un círculo la "V"; en caso contrario, marque de igual modo la "F". En este último caso, reemplace, sobre la línea de puntos, la palabra que está destacada por el término que la convierte en verdadera.

- Las sustancias son **diferentes** clases de materia. V F ....

- Las propiedades **intensivas** dependen de la masa. V F ....

- La menor partícula de materia que puede encontrarse libre es el **átomo**. V F ....

- La energía total del Universo permanece **constante**. V F ....

- Las diferentes formas de energía se pueden **transformar** unas en otras. V F ....

2) Sabiendo que 62,88 g de una sustancia pura ocupan un volumen de 8,0 ml:

a) Calcule el valor de su densidad:

b) Diga si la densidad es o no una propiedad intensiva: ....

Justifique: ....

3) Aplicando la teoría molecular, indique las características que presentan las moléculas de una sustancia en estado gaseoso: ....

....

....

....

....

....

....

....

....

....

....

4) Lea atentamente los ejemplos de la columna de la izquierda y escriba sobre la línea de puntos si corresponden a materia o energía:

- La corriente eléctrica. ....
- El sonido de un reloj. ....
- La sal de mesa. ....
- El humo. ....
- El calor de una estufa eléctrica. ....
- Un trozo de amianto. ....
- Un relámpago ....
- La luz solar ....

5) Trace una línea de unión entre el ítem de la izquierda con el que le corresponde de la derecha:

- Volumen constante y forma variable.
- Forma y volumen constantes.
- Forma constante y volumen variable.
- Volumen y forma variables.

Estado sólido.
Estado líquido.
Estado gaseoso.

LECTURA COMPLEMENTARIA

HACIA NUEVAS FUENTES DE ENERGÍA

Uno de los grandes problemas que enfrenta actualmente la humanidad es el inexorable agotamiento de las reservas mundiales de hidrocarburos. Esto obliga a buscar soluciones que permitan reemplazar las fuentes de energía convencionales por otras renovables y permanentes, para no caer en grave crisis.

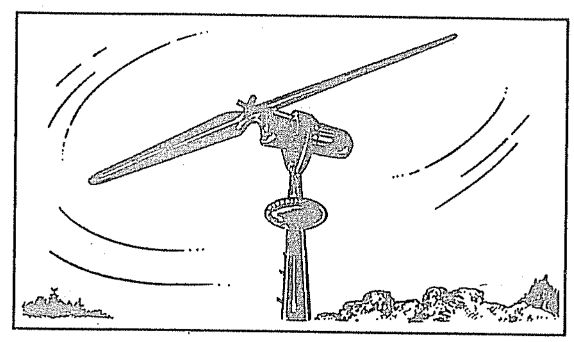
Así, por ejemplo, se construyeron y construyen centrales atómicas e inmensas usinas hidroeléctricas que reemplazan, en gran parte, a las antiguas usinas eléctricas alimentadas por carbón o petróleo. Sin embargo, existen otras fuentes de energía que permiten disponer de grandes cantidades de electricidad a costos relativamente bajos y sin ocasionar problemas de contaminación, tales como la energía solar y la energía eólica.

Un recurso energético olvidado: El viento

Durante milenios la principal fuente de energía mecánica estaba representada por el viento, junto con la fuerza muscular del hombre y de los animales. El viento hinchaba las velas de los barcos y hacía girar las aspas de los molinos. Pero, al descubrirse la máquina de vapor, fuente energética independiente del clima, el hombre perdió interés por el viento. Con la creciente disminución del precio de la energía artificial, los molinos de viento fueron cada vez menos usados.

Actualmente la situación ha cambiado. Las centrales eléctricas a carbón y petróleo cada vez contaminan más y se agudizan los problemas de eliminación de residuos.

El hombre, en su constante búsqueda, comprendió que era necesario mirar hacia atrás, volver a las fuentes y redescubrir elementos y datos dejados en el olvido. Los molinos de viento que aún perduran en nuestros campos y los "molinillos eléctricos", difundidos en la década de



los años 30", para proporcionar corriente eléctrica a las viviendas rurales por el auge de la radiotelefonía, sirven hoy de valiosas experiencias para transformar la energía eólica en energía eléctrica.

Central eólica de Río Mayo

A principio de 1990, se instaló en la localidad de Río Mayo (Chubut) una central eléctrica movida por la fuerza del viento. Técnicos alemanes colaboraron en la realización del proyecto que contó con el apoyo de los gobiernos municipal, provincial y nacional.

Esta central cuenta con cuatro torres, cada una de las cuales mide 15,8 metros de altura, mientras que el diámetro de las palas de fibra de vidrio plastificadas es de 12,5 metros.

Las centrales eólicas son viables en los casos en que la potencia requerida es reducida, lo que las vuelve especialmente útiles en poblaciones pequeñas. También hace falta la presencia de vientos sostenidos, como sucede en la Patagonia.

Los primeros resultados de esta experiencia son promisorios: la usina eléctrica ya ahorra un 30 % de combustible.

Sería de desear que este ejemplo se extienda a otros lugares de requerimientos y condiciones similares.

Las cataratas del Iguazú muestran, en forma espectacular, el fenómeno del movimiento del agua.

5. LAS TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA

Observando atentamente los hechos que suceden en nuestro mundo circundante, se descubre que en la materia ocurren una gran cantidad y variedad de cambios y transformaciones, que se denominan **fenómenos.**

Así, a modo de ejemplo, se puede señalar la evaporación del agua, el movimiento de un vehículo, la combustión del gas natural, la fusión del hielo, la caída de un cuerpo, el desprendimiento de gases en la fermentación, la oxidación del hierro y muchos casos más.

Todos estos fenómenos se producen por la acción del calor, de la electricidad, de la luz, de otras sustancias, etcétera, es decir, por la acción de una o más formas de energía.

En suma:

En toda transformación de la materia va implícita la intervención de la energía y viceversa.

Para el desarrollo de este Curso es conveniente recordar los cambios de estados de agregación de las sustancias, así como también las reacciones químicas que se producen en ellas. Por ese motivo analizaremos a continuación dichos fenómenos.

5.1. ¿Por qué y cómo ocurren los cambios de estado?

Es conocido por todos que una misma sustancia puede encontrarse en cualquiera de los tres estados (sólido, líquido o gaseoso), según se le entregue o quite energía en forma de calor. Así, por ejemplo, se sabe que si al hielo se lo calienta se convierte en agua líquida y, por el contrario, si a ésta se la enfría, es decir, se le quita calor, se transforma en hielo.

Aplicando la teoría molecular antes expuesta se encuentra una explicación aceptable al hecho de los cambios de estado de la materia.

5.1.1. Fusión

SÓLIDO → fusión → LÍQUIDO

Si a un sólido, cuyas moléculas se hallan vibrando en un punto fijo, se le suministra calor, dichas moléculas se moverán con mayor amplitud, luego saldrán de sus posiciones y empezarán a moverse en forma independiente, transformándose en un líquido. Este cambio del estado sólido al líquido recibe el nombre de **fusión.**

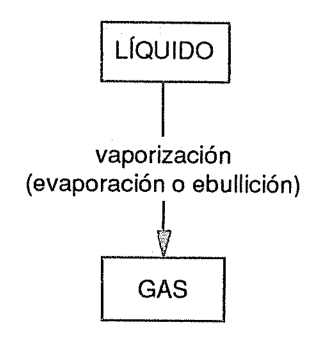
Durante esta transformación, todo el calor provisto a la sustancia es absorbido por las moléculas que lo utilizan para aumentar su movimiento, mientras que la temperatura permanece constante. Esta temperatura

recibe el nombre de **punto de fusión**, el cual es constante y característico para cada sustancia.

Punto de fusión es la temperatura a la cual un sólido puro funde.

5.1.2. Vaporización

Si al líquido obtenido se le sigue proveyendo calor, sus moléculas se moverán más rápidamente y comenzará a subir la temperatura del mismo. Algunas de las moléculas, ubicadas en la superficie libre de dicho líquido, absorberán energía cinética suficiente como para escapar de las otras y transformarse en vapor. Este pasaje lento de las moléculas superficiales del líquido al estado gaseoso (vapor) recibe la denominación de **evaporación.**



Si se sigue calentando el líquido, la energía calorífica que se le proporciona se transforma en energía cinética y todas las moléculas llegan a tener energía suficiente como para pasar rápidamente al estado gaseoso en diferentes puntos de la masa líquida. Estas moléculas en estado de gas poseen menos densidad que el líquido y ascienden formando burbujas: es entonces cuando el líquido hierve. Este pasaje rápido de las moléculas de toda la masa líquida del estado líquido al gaseoso, se llama **ebullición.** Mientras sucede este cambio, la temperatura no se modifica, permanece constante, y se denomina **punto de ebullición**, y es una propiedad intensiva para cada sustancia.

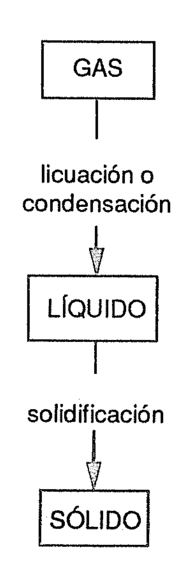
Punto de ebullición es la temperatura a la cual un líquido puro hierve (depende de la presión exterior).

Como se observa, el pasaje del estado líquido al gaseoso puede efectuarse por evaporación o por ebullición, denominándose en general **vaporización.**

Los cambios de sólido a líquido y de éste a gas, ocurren cuando se suministra energía calorífica a las sustancias, pero también suceden en orden inverso cuando se les quita dicha energía y disminuye la temperatura.

5.1.3. Licuación

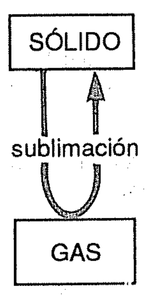
En un gas las moléculas se encuentran en permanente movimiento de traslación desordenado, pero al disminuir la temperatura, o sea, quitarle energía, disminuye la velocidad de las moléculas, se aproximan entre sí y se manifiestan más las fuerzas de cohesión intermoleculares hasta transformarse en una masa líquida. Este cambio del estado gaseoso al líquido se denomina **licuación o condensación.**



5.1.4. Solidificación

Al reducir la temperatura de un líquido, va a transformarse en sólido. Al quitarle energía, las moléculas se mueven cada vez más lentamente hasta quedar oscilando alrededor de un punto fijo; entonces, adquieren las

Punto de solidificación es la temperatura a la cual un líquido puro se solidifica.



características propias de los sólidos. Esta transformación del estado líquido al sólido recibe el nombre de **solidificación** y durante este proceso la temperatura permanece constante y se denomina **punto de solidificación.** Este punto, en cada sustancia, coincide con el punto de fusión.

5.1.5. Sublimación

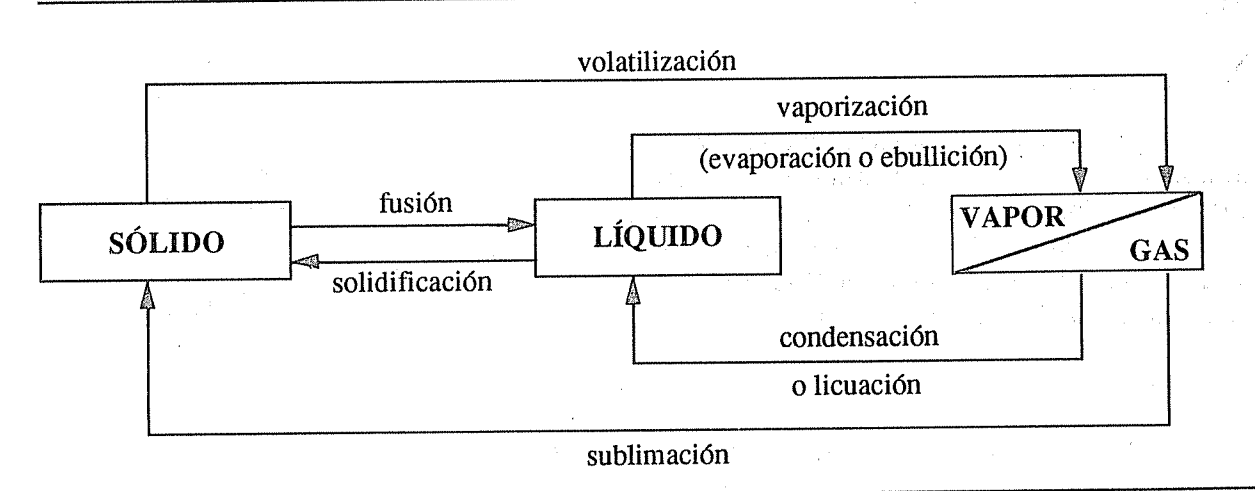
Además de los cambios antes señalados, en algunas sustancias, como el yodo, la naftalina y el alcanfor, se observa el pasaje directo del estado sólido al gaseoso y viceversa, sin pasar por el estado líquido. Este doble proceso se identifica con el nombre de **sublimación.**

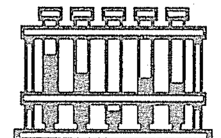
Hasta ahora se ha mencionado como única causa de los cambios de estado, la adquisición o pérdida de energía calorífica, pero es importante señalar la influencia que puede ejercer la **presión** que soportan las sustancias, pues su aumento o disminución provoca el acercamiento o el alejamiento de las moléculas entre sí, con la consiguiente acción sobre el estado físico.

La influencia de la presión exterior resulta muy evidente en los procesos de licuación y vaporización. Así, por ejemplo, el aire sometido a altas presiones y bajas temperaturas se transforma en aire líquido; el agua hierve a menos de 100°C de temperatura cuando la presión atmosférica es más baja de lo normal, como sucede cuando se asciende a una montaña.

En suma:

El estado de agregación de una misma sustancia depende de la temperatura y de la presión en que se encuentra.





TRABAJO PRÁCTICO

CAMBIOS QUÍMICOS

Objetivos:

- Reconocer qué son los cambios químicos.
- Diferenciar combinación de descomposición química.
- Adquirir destrezas y habilidades propias de la actividad experimental.

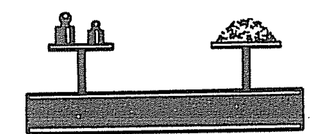
Materiales:

1 mortero.	1 gradilla.
1 balanza.	Hierro en limaduras.
1 imán.	Azufre en polvo.
3 tubos de ensayo.	Agua de la canilla.
1 pinza de madera.	Oxido mercúrico.
1 mechero.	Pajita de escoba.
1 vaso de precipitado.	

Procedimiento:

1) Pese 7 g de limaduras de hierro y colóquelas en un mortero. Observe y anote sus caracteres organolépticos: ....

....

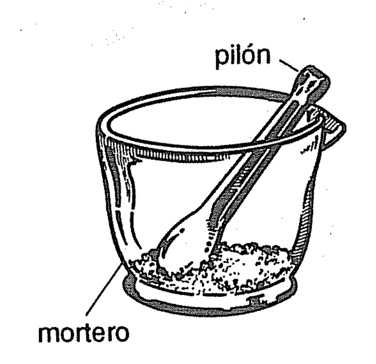


2) Pese 4 g de azufre. Observe y anote sus caracteres organolépticos:........

....

3) Vuelque el azufre en el mortero que contiene el hierro y mezcle con el pilón. Indique: ¿cómo es su aspecto?: ....

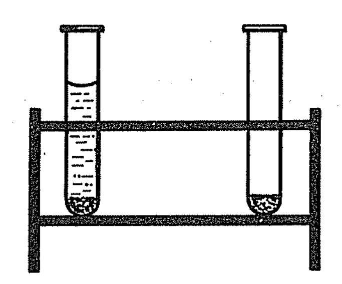
....



- Fraccione la mezcla en tres porciones: dos de ellas colóquelas en sendos tubos de ensayo y deje en el mortero la tercera.

a) Acerque el imán a esta última porción: ¿qué sucede?: ....

....



b) Vierta unos 10 ml de agua en uno de los tubos de ensayo que contiene la muestra. Agite y observe: ¿qué sucede?:......................................

....

¿Cómo es la densidad del azufre y del hierro con respecto al agua?: ..

....

....

c) Responda:

- ¿En qué proporciones pueden unirse el azufre y el hierro?: ....

....

- ¿Se ha formado una nueva sustancia?: .... ¿por qué?:

....

- ¿Las sustancias mezcladas conservan sus propiedades iniciales?:......

¿por qué?:...

- ¿De qué son las moléculas presentes?: ....

....

- ¿Cómo se pueden separar los componentes de esta mezcla?: ....

....

- Dé el concepto de **mezcla**: ....

....

....

4. Caliente el tubo de ensayo que contiene la tercera porción de mezcla hasta que aparezca una brasa en un punto de la misma.

- Retire el tubo del fuego y colóquelo en un vaso de precipitado con agua (para que se rompa el tubo).
- Extraiga el producto obtenido.
- Observe y anote sus caracteres organolépticos: ....

....

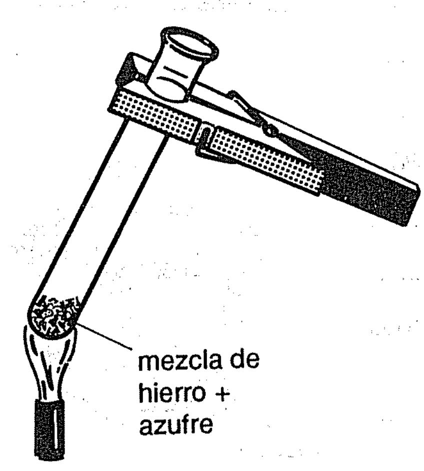
....

- Verifique su comportamiento al acercarle el imán:

....

- Coloque dicho producto en un tubo de ensayo. Agregue 10 ml de agua. Agite y observe: ¿se separan los componentes iniciales?:

....



◎ Responda:

- ¿qué sucede con las propiedades de la mezcla inicial?: ....

....

- ¿por qué es necesario pesar las masas de hierro y azufre?: ....

....

- En este caso, el hierro se ha combinado con el azufre formando una nueva sustancia, el sulfuro de hierro.

Dé el concepto de **combinación:** ....

....

....

5. En un tubo de ensayo coloque aproximadamente 2 g de óxido mercúrico. Observe y anote sus caracteres: ....

....

....

◎ Caliente el tubo durante algunos minutos, primero en forma suave paseando la llama y luego con intensidad. Observe los cambios que se producen.

El tubo muy caliente se rompe al ponerse en contacto con el agua fría.

◎ Introduzca una pajita de escoba en punto de ignición (encendida pero sin llama): ¿qué observa?: ....

....

....

◎ Observe las paredes del tubo: ¿qué se ha adherido?: ....

....

¿en qué estado se encuentra?: .... ¿qué puede ser?: .... ¿por qué?: ....

¿se conservan las propiedades del óxido mercúrico?: ....

¿por qué?: ....

....

◎ Dé el concepto de **descomposición**: ....

....

....

Conclusiones:

- ¿Cuáles son las características de las reacciones químicas?: ....

....

....

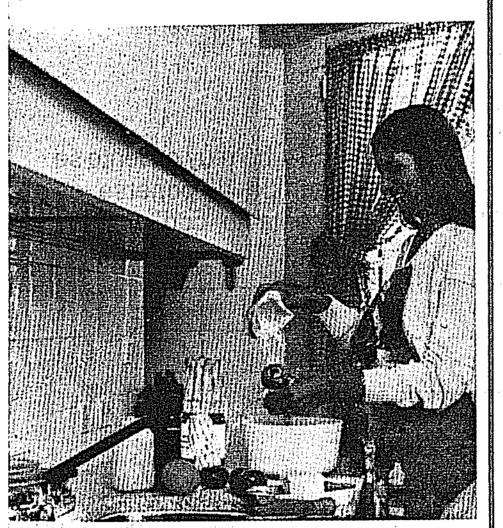
....

- ¿Cuál es la diferencia entre combinación y descomposición?: ....

....

....

....



Durante la cocción de los alimentos ocurren complejas reacciones químicas.

5.2. Las reacciones químicas

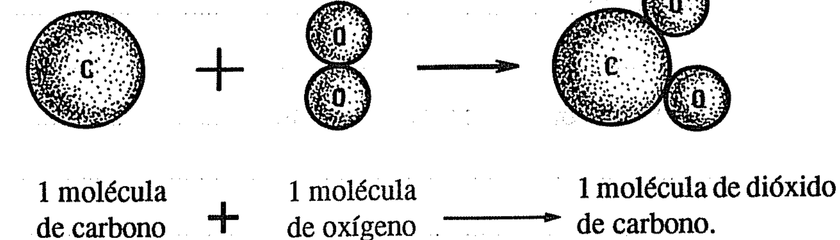
La oxidación del hierro, la caramelización del azúcar, el hervido de verduras, la cocción de una torta, la fermentación de desechos orgánicos, la combustión de la madera, etcétera, son algunas de las diversas reacciones químicas que a diario ocurren en nuestro ambiente. En todas ellas, una o varias sustancias sufren cambios, originando nuevas sustancias, en tanto que las propiedades iniciales se modifican en forma permanente y definitiva.

Por eso podemos afirmar que:

> Las **reacciones químicas** son transformaciones o cambios que experimentan las sustancias, de los cuales resultan sustancias diferentes.

La observación de esos cambios muestra que, generalmente, se producen por la acción del calor, la luz, la corriente eléctrica o, simplemente, por el contacto entre las distintas sustancias.

En toda reacción química los átomos que constituyen las moléculas se reagrupan formando nuevas moléculas. Así, en el caso de la combustión del carbón:

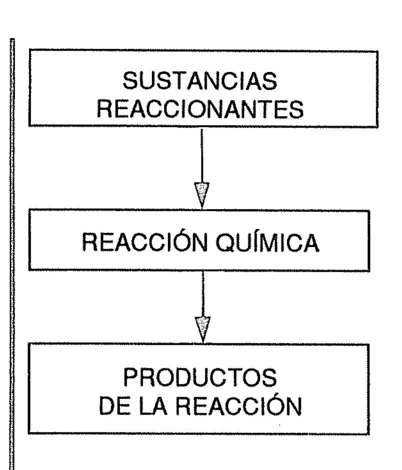


Como se observa, los átomos de carbono y de oxígeno se unen de manera diferente formando una molécula de dióxido de carbono.

En las reacciones químicas se distinguen dos estados:

a) Un estado inicial, constituido por las sustancias que intervienen en la reacción, denominadas **sustancias reaccionantes** (en el caso anterior, carbono y oxígeno).

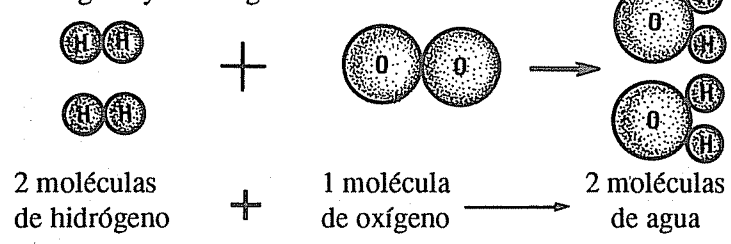
b) Un estado final, representado por las sustancias que se producen en la reacción, llamadas **productos de la reacción** (en el ejemplo mencionado, el dióxido de carbono).



5.2.1. Clases de reacciones químicas

Entre los diversos cambios químicos se pueden diferenciar:

a) Aquellos casos en que dos sustancias se unen para formar una nueva sustancia, como sucede en la formación del agua a partir del hidrógeno y del oxígeno:

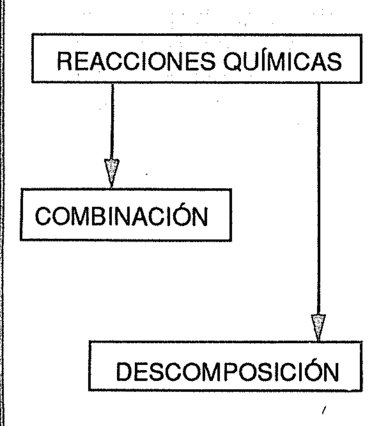


2 moléculas de hidrógeno + 1 molécula de oxígeno ⟶ 2 moléculas de agua

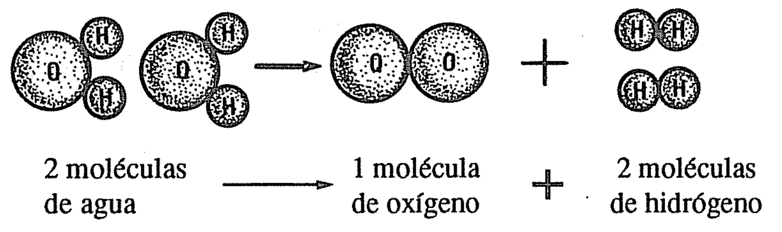
Transformaciones similares se observan en la combustión del carbón antes mencionada, la oxidación de los metales, la reacción de la "cal viva" (óxido de calcio) con el agua, formando "cal apagada" (hidróxido de calcio), la unión del azufre con el hierro, originando sulfuro de hierro, etcétera. Todas estas reacciones se denominan **combinaciones químicas**.

Entonces:

Combinación química es aquella reacción en que **dos** sustancias se unen para formar **una** nueva sustancia.



b) Las reacciones químicas en que a partir de una sustancia se obtienen otras diferentes, como ocurre en la descomposición del agua:



2 moléculas de agua ⟶ 1 molécula de oxígeno + 2 moléculas de hidrógeno

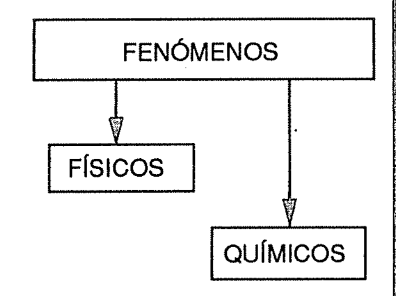
Dentro de esta clase de reacciones se puede mencionar la fermentación de la glucosa que origina alcohol y dióxido de carbono; la descomposición del clorato de potasio, para formar cloruro de potasio y oxígeno, y muchos casos más.

En consecuencia:

Descomposición química es aquella reacción en que a partir de una sustancia se obtienen dos o más sustancias diferentes.

6. FENÓMENOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

Los diversos y variados cambios que constantemente ocurren en la Naturaleza reciben la denominación genérica de **fenómenos naturales**. Existen, sin embargo, ciertas diferencias que permiten clasificarlos en dos grandes grupos: **fenómenos físicos** y **fenómenos químicos.**



6.1. Fenómenos físicos

Los cambios de estado antes analizados son transformaciones en las cuales las sustancias no sufren alteraciones de sus propiedades en forma definitiva. El hecho de que el agua sea sólida, líquida o gaseosa no hace que deje de ser agua, es decir que las moléculas no se modifican; cambia el estado de agregación, pero siempre es la misma sustancia. Por otra parte, modificando la temperatura es posible pasar de un estado a otro y viceversa, o sea que estos fenómenos son reversibles.

Características similares se encuentran en muchas otras transformaciones, como en la disolución de la sal en el agua, la rotura de un trozo de madera, el movimiento de un cuerpo, el paso de la corriente eléctrica por un metal, la emisión de luz, la producción de sonido por una campana, la mezcla de dos sustancias, etcétera.

FENÓMENOS FÍSICOS
Son todos aquellos cambios en que las propiedades de las sustancias no se modifican en forma permanente. Son estudiados por la FÍSICA.

Todas estas transformaciones en las cuales no se produce una modificación permanente y definitiva de las propiedades de las sustancias, o sea **que no se forman nuevas sustancias,** se denominan **fenómenos físicos.**

6.2. Fenómenos químicos

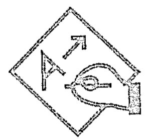
En todas las reacciones químicas analizadas anteriormente se observa que las moléculas sufren transformaciones profundas, originando nuevas sustancias con propiedades diferentes a aquellas que les dan origen.

Ya sea en una combinación o en una descomposición, las moléculas sufren cambios estructurales importantes, es decir, que se modifica la

estructura íntima de la materia y, en consecuencia, se producen cambios permanentes y definitivos en las propiedades de las sustancias.

Por lo tanto, todos aquellos cambios que alteran de un modo definitivo las propiedades de las sustancias, o sea, que **originan nuevas sustancias**, reciben el nombre de **fenómenos químicos.**

FENÓMENOS QUÍMICOS
Son todas aquellas transformaciones que alteran las propiedades de las sustancias de modo definitivo y permanente. Son estudiados por la QUÍMICA.



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Señale el nombre de los siguientes cambios de estado:

- De agua líquida a vapor de agua: ....
- De cobre sólido a cobre líquido: ....
- De oxígeno gaseoso a oxígeno líquido: ....
- De azufre líquido a azufre sólido: ....

2) Marque con una X la respuesta que considera correcta:

- El punto de ebullición es:

a) una temperatura. c) una reacción química.

b) un estado físico. d) un cambio de estado.

- La evaporación es una de las formas de la:

a) licuación. c) condensación.

b) sublimación. d) vaporización.

- Cuando dos sustancias se unen para formar una nueva sustancia, se trata de:

a) un fenómeno físico. c) un fenómeno químico.

b) un cambio de estado. d) una transformación transitoria.

3) En base a la siguiente tabla:

SUSTANCIAS	P.E.* (°C)	P.F.** (°C)
Plomo	1.620	328
Aluminio	2.270	660
Sal de mesa	1.465	808
Mercurio	357	-38,9
Hidrógeno	-252	-259

* P. E. = Punto de Ebullición

** P. F. = Punto de Fusión

Indique: a 300 °C, ¿qué sustancias se encuentran en estado:

a) sólido? ....

b) líquido? ....

c) gaseoso? ....

4) Analice la siguiente reacción química:

1 molécula de oxígeno + 2 moléculas de hidrógeno ⟶ 2 moléculas de de agua.

- Indique:

a) ¿A qué clase corresponde? ....

b) ¿Por qué? ....

....

5) Dé cuatro ejemplos de fenómenos físicos:

1: .... 2: ....

3: .... 4: ....

Justifique: ....

....

....

6) Al someter una sustancia sólida a la acción del calor se obtienen otras dos diferentes, una sólida y otra gaseosa:

a) ¿A qué clase de reacción química corresponde?: ....

b) Justifique: ....

....

....

....

7) En la siguiente "sopa de letras" identifique el nombre de los cinco cambios de estado fundamentales. (Pueden encontrarse en forma horizontal, vertical o diagonal):

K	F	L	A	M	I	E	J	V	A	P	O	N	I
E	O	C	I	O	S	N	R	Z	E	A	L	V	G
S	U	B	L	A	O	A	O	C	I	O	E	A	N
O	I	C	U	N	L	I	A	C	O	M	P	P	D
A	S	U	B	L	I	M	A	C	I	O	N	O	V
S	I	O	N	A	D	O	L	A	V	A	P	R	O
I	N	P	A	C	I	T	A	L	A	L	C	I	N
C	L	A	N	U	F	V	A	P	O	F	U	Z	I
I	K	E	T	O	I	A	N	I	N	O	C	A	N
F	A	R	L	I	C	U	A	C	I	O	N	C	E
L	U	N	A	M	A	C	I	F	P	O	C	I	N
I	M	S	O	R	C	A	T	R	U	N	E	O	S
C	I	N	I	P	I	R	A	I	A	S	K	N	A
O	R	A	C	O	O	A	N	Z	R	R	I	O	N
R	N	E	A	C	N	E	O	A	I	A	C	A	T

8) En los siguientes grupos de expresiones relacionadas entre sí, se encuentra una "intrusa".

En cada caso señale cuál es esa expresión "intrusa" y luego indique cuál es la relación que existe entre las demás:

a) Descomposición - Combustión - Sublimación - Oxidación - Combinación.

- Expresión intrusa: ....

- Relación: ....

b) Oxidación del hierro - Fusión del cobre - Combustión de la leña - Fermentación de la uva - Fotosíntesis.

- Expresión intrusa: ....

- Relación: ....

c) Fusión - Evaporación - Solidificación - Combinación - Ebullición.

- Expresión intrusa: ....

- Relación: ....

d) Descomposición del mármol - Rotura de un vidrio - Evaporación del agua - Sublimación de la naftalina - Reflexión de la luz.

- Expresión intrusa: ....

- Relación: ....

9) Cuando una sustancia es sometida a la acción del calor puede ocurrir que:

a) pase de sólido a líquido
b) se forme una nueva sustancia
c) entre en combustión
d) se dilate
e) se evapore
f) hierva

Indique, colocando la letra que identifica a cada fenómeno, cuáles son:

- fenómenos físicos: ....

- fenómenos químicos: ....

ACTIVIDAD DE PROFUNDIZACIÓN

Los cambios de estado tienen diversas y variadas aplicaciones tecnológicas e industriales. Una de esas aplicaciones es la ***criogenia****, de amplia importancia actual y evidente proyección en el futuro. Por esta razón, invitamos a realizar la siguiente actividad de:*

COMPRENSIÓN DE TEXTO

Objetivos

- Interpretar correctamente en qué consiste la criogenia.
- Identificar la importancia del nitrógeno líquido en la criogenia.
- Explicar las ventajas de la congelación rápida en la conservación de productos perecederos.

Plan de lectura

1) Lea atentamente el texto: **Criogenia: una técnica en función del futuro.** Sección *Ciencia y Técnica*, Diario Clarín. Buenos Aires, 1990. Adaptado por el autor.

2) Busque en el diccionario los vocablos cuyo significado desconoce.

3) Realice una segunda lectura reflexiva. Subraye las ideas principales.

CRIOGENIA: UNA TÉCNICA EN FUNCIÓN DEL FUTURO

La **criogenia** es la ciencia dedicada a la producción de temperaturas entre 100 y 273 grados bajo cero (esta última equivale al cero absoluto en la escala Kelvin). En la actualidad, empero, se denomina **criogenia al frío originado en la aplicación de gases licuados.**

El nitrógeno es el principal constituyente del aire (78 por ciento) neutro pór excelencia, insoluble, incoloro e inodoro. Se utiliza corrientemente en alimentación como agente protector contra la acción degradante del oxígeno.

El **nitrógeno líquido** se aplica a la **refrigeración y congelación** porque libera la mitad de su energía frigorífica al vaporizarse a la temperatura de 196 grados bajo cero. Este potencial frigorífico, único entre todos los gases criogénicos, le confiere una gran velocidad de enfriamiento y explica su creciente extensión de aplicaciones, tanto **en congelación como en refrigeración.**

Por otra parte, el grado de calidad que imparte el nitrógeno líquido presenta un doble aspecto: la calidad bacteriológica y la calidad física.

En primer término, mientras más bruscamente se efectúa el descenso de temperatura del producto, **más rápidamente se frena el desarrollo de los microorganismos**. En tanto, si el descenso de la temperatura es rápido, los cristales de hielo que se formen en el producto serán más pequeños. Una congelación lenta, por el contrario, conduce a la formación de cristales más gruesos, que rompen las fibras. En este caso, durante el proceso de descongelación el producto estará blando y perderá parte de su jugo, de su gusto y textura.

La congelación **con nitrógeno líquido es la única técnica que respeta íntegramente la textura inicial del producto. Mientras más rápido se realice el congelamiento, tanto menores serán las pérdidas de peso**. Estas pérdidas no exceden del 0,3 por ciento en la congelación o refrige-

ración con nitrógeno, que solo requiere de una exigua ventilación, ya sea en túneles continuos o armarios discontinuos. Con los procedimiento clásicos, alcanza del 3 al 5 por ciento.

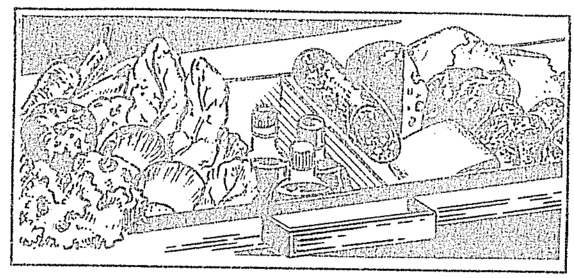
Para saber cuál de los dos métodos —**congelación rápida o lenta**— es más conveniente, es necesario tener en cuenta cómo están construidos los tejidos del pescado, la carne y los vegetales.

En el tejido existe lo que se llama **isotonía**, que es la igualdad de presiones osmóticas entre las células que lo constituyen. Si en una célula entra líquido pasa a ser **hipertónica** (exceso de presión) y si se extrae líquido de ella se convierte en **hipotónica** (defecto de presión). Los fenómenos ocurren durante la congelación si es lenta y desaparecen casi por completo si la congelación es rápida.

Esto sucede porque en la célula existen las denominadas **vacuolas** (reservas de líquido), constituidas en su mayor parte por agua. También existe agua de constitución y el agua intercelular.

Si la velocidad de congelación es lenta se forman pocos núcleos cristalinos que se van engrosando paulatinamente a costa de incorporar las moléculas de agua adyacentes. El volumen de agua congelada aumenta presionando sobre los otros líquidos de punto de congelación inferior, por lo que tienden a salir de esa célula y entrar en otra. De ese modo, desestabiliza la presión de la célula y rompe su **isotonía.**

Si la **congelación es rápida** se forman muchos núcleos cristalinos de agua de pequeño volumen.



Los alimentos congelados con nitrógeno líquido conservan íntegramente su textura inicial.

Cada molécula de agua congela en su sitio de origen sin participar en el engrosamiento de la adyacente. Además, no se produce expulsión de los líquidos con punto de congelación más bajo, pues se conserva la isotonía. **Tampoco hay rotura celular**, por lo que en la descongelación no se alterarán los caracteres organolépticos (olor, sabor, color) ni de presentación (textura). Así, habrá disminuido la carga **microbiana inicial**, por el rápido choque térmico de frío a que ha estado sometido el microorganismo.

La congelación con un tiempo superior a una hora es excesiva y hay microorganismos que no mueren. Lo ideal es congelar en menos de una hora a una temperatura de 40 grados bajo cero.

Esta verdadera congelación la puede realizar un líquido criogénico, como el nitrógeno líquido. Este tipo de nitrógeno se obtiene licuando el nitrógeno gas, que se encuentra en una proporción del 78 por ciento en el aire atmosférico.

Cuestionario

1) ¿Qué se entiende por criogenia?
2) ¿Dónde se encuentra el gas nitrógeno y cuál es su uso corriente?
3) ¿Por qué se aplica el nitrógeno líquido en refrigeración y congelación?
4) ¿A qué se debe que el nitrógeno líquido otorgue calidad bacteriológica y calidad física a los productos perecederos?
5) ¿Qué se entiende por isotonía, hipertonía e hipotonía?
6) Explique por qué es más conveniente la congelación rápida que la lenta.

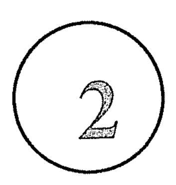
Conclusiones

Exprese en forma sintética qué es criogenia y cuáles son sus ventajas y aplicaciones:

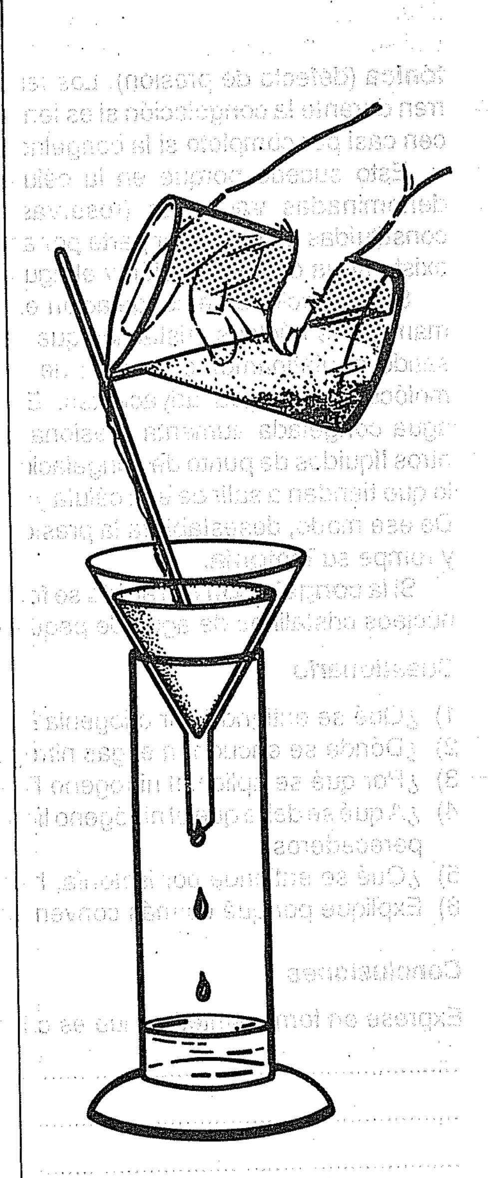
....

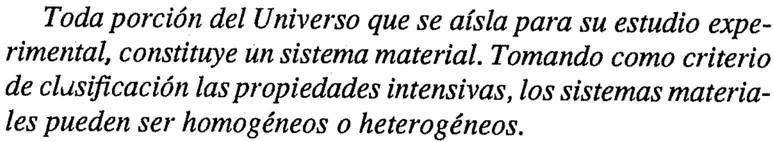
....

....



LOS SISTEMAS MATERIALES Y SU COMPOSICIÓN





Eje conceptual

Toda porción del Universo que se aísla para su estudio experimental, constituye un sistema material. Tomando como criterio de clasificación las propiedades intensivas, los sistemas materiales pueden ser homogéneos o heterogéneos.

Las fases de un sistema heterogéneo se pueden separar mediante la aplicación de métodos separativos (tamización, decantación, filtración, etcétera).

Ciertos sistemas homogéneos, como las soluciones, se pueden fraccionar por medio de métodos de fraccionamiento, tales como la destilación, la cromatografía, la cristalización fraccionada, etcétera.

Las soluciones y las sustancias puras son sistemas homogéneos que se pueden diferenciar porque las primeras son fraccionables.

Una sustancia es pura cuando todas sus moléculas tienen la misma composición.

Las sustancias puras pueden ser compuestas o simples, según que puedan descomponerse o no químicamente.

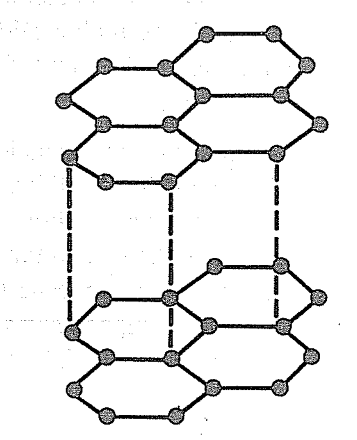
Las sustancias están formadas por unidades fundamentales denominadas elementos químicos.

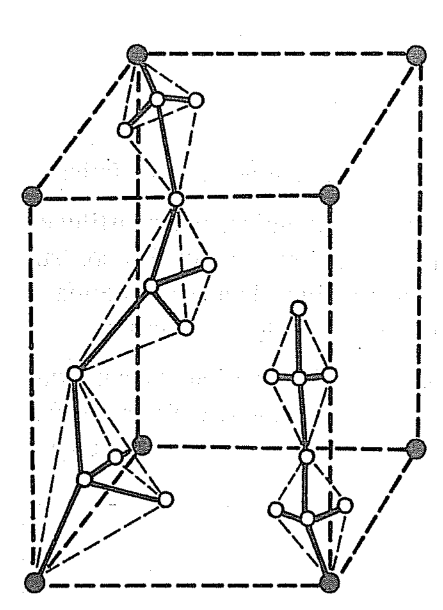
Para representar los elementos se utilizan símbolos formados por la inicial en mayúscula del nombre latino, seguida por una minúscula cuando es necesario diferenciarlos entre sí.

Los elementos químicos se pueden clasificar en metales, no metales y gases inertes.

La distribución de los elementos en la Naturaleza varía, según se considere la litosfera, la hidrosfera o la atmósfera.

La composición centesimal de un sistema indica el porcentaje en masa de cada una de las fases de un sistema heterogéneo, o de los componentes de una solución o de los elementos que forman una sustancia pura compuesta.





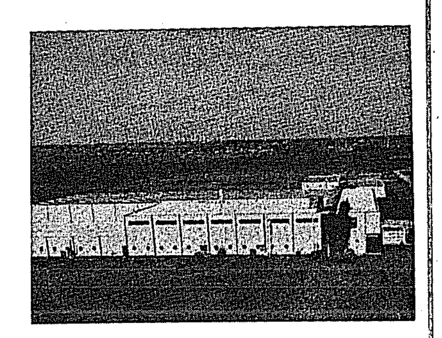


OBJETIVOS

1. Definir operacionalmente conceptos básicos.
2. Clasificar los sistemas materiales y las sustancias puras.
3. Identificar, representar y clasificar los elementos químicos.
4. Calcular la composición centesimal de diferentes sistemas materiales.

2 Los sistemas materiales y su composición 

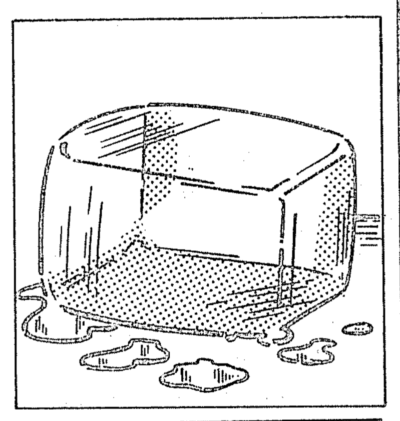
1. SISTEMAS MATERIALES



La complejidad de nuestro mundo circundante obliga a fraccionarlo para su estudio minucioso.

La observación de nuestro mundo circundante nos muestra una realidad compleja e intrincada. Pensemos solamente en lo que se encuentra en nuestra aula: personas, aire, pizarrón, tizas, bancos, sillas, escritorio, paredes, ventanas, vidrios, puerta, etcétera. Y si ampliamos nuestra consideración fuera del edificio escolar, veremos plantas, más personas, automóviles, edificios, animales, etc., etc., o sea, que la complejidad se incrementa rápidamente.

Es evidente que resulta imposible estudiar en forma simultánea todo lo que nos rodea. Necesitamos aislar de modo real o imaginario un conjunto de objetos, o uno de ellos o una fracción para su estudio detenido y minucioso. Así, analizamos el agua de un vaso, un lápiz, un borrador, un cubito de hielo, la sal de mesa, el aceite, el aire, el alcohol, un trozo de granito, una porción de arena, un pedazo de madera...



Los sistemas materiales constituyen el objeto de estudio de la Química.

Cada una de estas porciones del Universo presentan una organización más o menos intrincada, pero siempre compleja, y constituyen diferentes sistemas. Por otra parte, ya sea que se encuentren en estado sólido, líquido o gaseoso, dichas fracciones se caracterizan por ocupar un lugar en el espacio y por estar dotadas de masa, es decir, por estar compuestas de materia. Esto determina que las porciones mencionadas, cuando son sometidas a un estudio experimental, reciban la denominación de **sistemas materiales.**

Entonces, podemos definir:

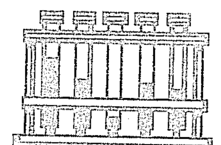
> SISTEMA MATERIAL es toda porción del Universo dotada de masa que se aísla en forma real o imaginaria para su estudio experimental.

El estudio de los sistemas materiales es fundamental en Química.

¿Cuáles son las sustancias y los elementos químicos que constituyen dichos sistemas materiales, cómo interactúan entre sí, cuáles son sus propiedades, qué transformaciones e intercambios de masa y energía se producen en ellos?, son cuestionamientos esenciales en Química.

El químico, para encontrar respuestas a los diversos interrogantes que se le plantean, realiza experimentos, descubre leyes, elabora teorías, propone modelos..., que lo llevan a crear un lenguaje propio. En consecuencia, podemos establecer que:

> Química es la disciplina científica que se ocupa de investigar la composición de los sistemas materiales y los cambios que se producen en ellos.



TRABAJO PRÁCTICO

CLASES DE SISTEMAS MATERIALES

Objetivos:

- Clasificar los sistemas materiales.
- Ejercitarse en técnicas experimentales básicas.

Materiales:

1 probeta de 50 ml.
1 balanza.
1 vaso de precipitado.
1 varilla de vidrio.
1 mechero.
1 repasador.

Agua destilada.
Cloruro de sodio.
Arena limpia.
Limaduras de hierro.
Corcho en trozos.

Procedimiento:

1) En una probeta mida 30 ml de agua destilada.

- Observe y anote sus características:

Color:..................... Olor:.................. Estado Físico:...............

- Responda: ¿cuántas porciones homogéneas o fases presenta? ....

....

- ¿El agua destilada es una sustancia pura?:............ ¿Por qué?:..............

....

agua

2) Pese 1 gramo de cloruro de sodio.

- Observe y anote sus propiedades:

Color:..................... Olor:.................. Estado Físico:...............

- Responda:

- ¿Cuántas fases presenta?:......................... ¿Por qué?: ....

....

- ¿Es una sustancia pura?:.......................... ¿Por qué?: ....

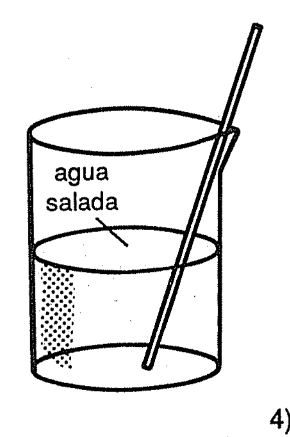
....

sal

3) Vierta el agua en un vaso de precipitado.

Agregue la sal antes pesada y agite con una varilla de vidrio.

Para acelerar la disolución, puede calentar suavemente el vaso.



- Observe y anote:

Color:.................... Olor:................. Estado Físico:..............

- Responda:

- ¿Es una sustancia pura o una solución?:..

  ¿Por qué?: ....

  ....

- ¿Cómo son las propiedades intensivas en todas sus partes? (iguales o diferentes): ....

4) Los sistemas que presentan propiedades intensivas iguales en todas sus porciones reciben el nombre de **sistemas homogéneos** y están constituidos por una sola fase. Responda:

- ¿Cuáles son las sustancias puras observadas?: ....

  ....

- ¿Cuál es la solución observada?:..

- ¿Qué clase de sistema es?: ....

5) Agregue a la solución antes preparada aproximadamente 10 g de arena limpia. Agite con la varilla.

agua salada

arena

Deje en reposo. Observe y responda:

- ¿La arena se disuelve o sedimenta en el agua?: ....

  ¿Por qué?: ....

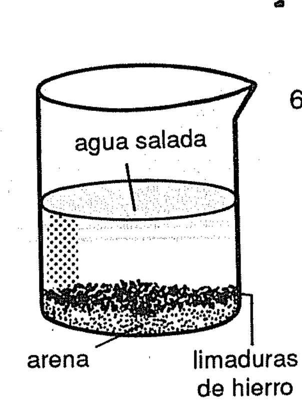
  ....

- ¿Cuántas fases observa?:.............................. ¿Cuáles son?: ....

  ....

- En todas las porciones del sistema ¿las propiedades intensivas son iguales o diferentes?:..

- Entonces, éste es un **sistema heterogéneo**.



6) Al sistema antes obtenido agregue aproximadamente 5 g de limaduras de hierro. Observe y anote:

- ¿Qué sucede con las limaduras de hierro?: ....

  ¿Por qué?:...

- ¿Cuántas fases presenta el sistema? ....

- ¿Qué clase de sistema es?:.............................. ¿Por qué?:..............

  ....

7) Agregue cinco trozos de corcho al sistema anterior. Observe y anote:

- ¿Qué ocurre con los trozos de corcho?: ....

  ¿Por qué?: ....

- ¿Qué clase de sistema es?: ....

  ¿Por qué?: ....

agua salada

trozos de corcho

limaduras de hierro

arena

Conclusiones:

- ¿Cuáles son las clases de sistemas materiales?: ....

  ....

- Señale las principales diferencias entre dichas clases:

  a) ....

  b) ....

Aplicaciones:

-Mencione cinco ejemplos de sistemas homogéneos: ....

....

....

-Nombre tres sistemas heterogéneos: ....

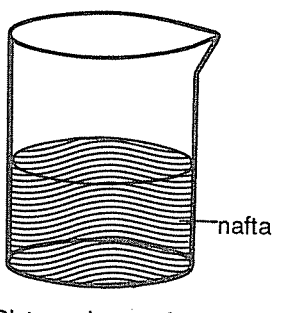
....

1.1. ¿Cómo se clasifican los sistemas materiales?

Las propiedades de las sustancias se pueden clasificar en propiedades extensivas e intensivas. Estas últimas son aquellas que no dependen de la masa de que se dispone, como por ejemplo el punto de fusión, el punto de ebullición, la densidad, etcétera.

Sistemas homogéneos

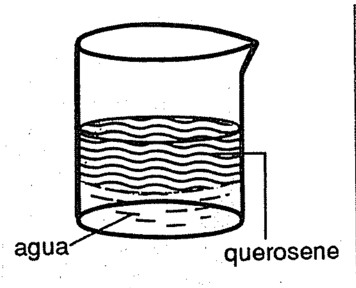
Entre los sistemas materiales podemos observar en muchos de ellos que las propiedades intensivas son iguales en todas sus partes, como es el caso del agua destilada. Cualquier fracción de ella que se considere tiene el mismo punto de fusión, densidad, índice de refracción, etcétera. Estos sistemas se denominan sistemas **homogéneos** y se caracterizan por estar constituidos por una sola fase. Además del agua destilada, podemos señalar como ejemplos al azúcar, aceite, sal de mesa, agua de mar filtrada, nafta, agua azucarada, etcétera, es decir, las distintas soluciones y sustancias puras que existen en la Naturaleza.



Sistema homogéneo

Fase

Es toda porción homogénea de un sistema material.

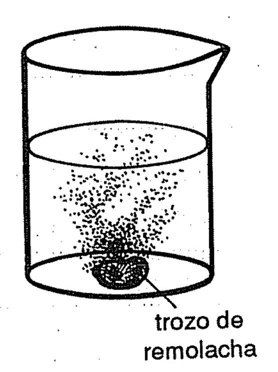


Sistema heterogéneo

Sistemas heterogéneos

Por el contrario, hay otros sistemas como el vino con borras, agua con aceite, granito (roca formada por cuarzo, mica y feldespato), en que las propiedades intensivas son diferentes según la porción que se examine. Estos sistemas se llaman **heterogéneos** y están formados por lo menos por dos fases. La superficie de separación entre las fases (**interfase**) es evidente y bien definida. Los sistemas heterogéneos están constituidos por sistemas homogéneos agrupados, pues cada fase, si es separada de las demás, forma un sistema homogéneo.

Sistemas inhomogéneos

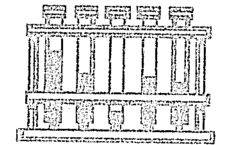


Sistema inhomogéneo

Además, hay otra clase de sistemas materiales, menos frecuentes, en los cuales las interfases son imprecisas y no están bien determinadas. Así, si colocamos en el fondo de una probeta llena de agua un trozo de remolacha o cristales de sulfato de cobre y lo dejamos en reposo varias horas, veremos la formación de zonas de diferente intensidad de color sin interfases definidas. Estos sistemas se denominan **inhomogéneos**. Un ejemplo típico es la atmósfera terrestre, cuya concentración disminuye gradualmente a medida que se asciende en ella (a 10 km de altura queda menos del 5% de aire). Por lo tanto, las propiedades intensivas, como la densidad, varían continuamente según la altitud a la cual se determine.

En resumen, tomando en cuenta las propiedades intensivas, los sistemas materiales se pueden clasificar del siguiente modo:

SISTEMAS MATERIALES		
	HOMOGÉNEOS	Presentan propiedades intensivas iguales en todas sus partes, y están constituidos por una sola fase (monofásicos).
	HETEROGÉNEOS	Presentan propiedades intensivas diferentes en sus distintas partes, y están constituidos por dos o más fases (bifásicos, trifásicos o polifásicos).
	INHOMOGÉNEOS	No presentan una interfase definida, variando sus propiedades intensivas en forma gradual y continua.



TRABAJO PRÁCTICO

MÉTODOS SEPARATIVOS

Objetivos:

- Separar las fases de un sistema heterogéneo.
- Ejercitarse en técnicas experimentales básicas.

Materiales:

1 embudo.
1 vaso de precipitado.
1 trípode.
1 imán.
1 probeta.
1 pinza.
1 mechero.
1 tela de amianto.
1 varilla de vidrio.

- Sistema material heterogéneo preparado en el trabajo práctico anterior (30 ml de agua destilada + 1 g de cloruro de sodio + 10 g de arena + 5 g de limaduras de hierro + 5 trozos de corcho).
- Papel de filtro.
- 1 repasador.

Procedimiento:

1) Observe el sistema en estudio e indique:

   a) ¿Cuáles son las fases que lo forman?: ....

   ....

   b) ¿Cuáles son las sustancias que lo componen?: ....

   ....

vaso de precipitado

varilla de vidrio

vaso de precipitado

DECANTACIÓN

2) Extraiga los trozos de corcho utilizando la pinza.

   Esta acción se denomina **tría.**

3) Proceda a la **decantación** del agua salada trasvasándola a otro vaso de precipitado.

   ¿Por qué es posible efectuar una decantación?: ....

   ....

4) Someta el residuo de arena y limaduras de hierro a un **secado.**

   ¿En qué consiste el secado? : ....

   ....

   ....

   ....

vaso de precipitado

tela de amianto

trípode

mechero

SECADO

vaso de precipitado

varilla de vidrio

papel de filtro

embudo

probeta

FILTRACIÓN

5) Al residuo seco, acérquele un imán y separe las limaduras de hierro (**separación magnética**).

¿Cuándo es posible realizar una separación magnética?: ....

....

6) Prepare un filtro según se indica en el dibujo del margen y proceda a la **filtración** de la suspensión de agua salada y arena.

¿Por qué la solución pasa por el filtro y no lo hacen las partículas de arena?:

....

....

Conclusiones:

-¿Cuáles son los métodos utilizados para separar las fases del sistema estudiado?: ....

....

....

-¿Por qué se denominan métodos separativos?: ....

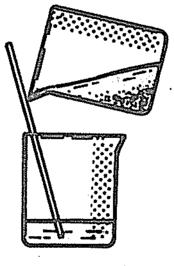
....

....

- Confeccione un esquema donde consten los pasos seguidos y los productos que se fueron obteniendo a partir del sistema original.

1.2. Separación de las fases de un sistema heterogéneo

Las fases que forman un sistema heterogéneo se pueden separar unas de otras utilizando procedimientos adecuados a cada caso:



DECANTACIÓN

- Cuando el sistema está formado por una fase líquida y otra sólida, como agua y arena, se lo deja cierto tiempo en reposo para que sedimente la arena y luego se separa el agua, trasvasándola con cuidado a otro recipiente o succionándola con pipeta o sifón.

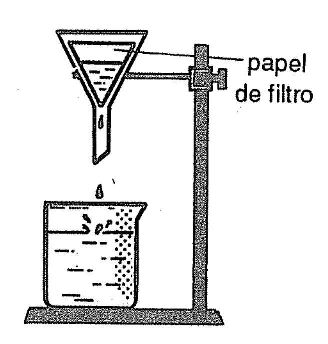
En el caso de que se trate de dos líquidos no miscibles o inmiscibles, como agua y aceite, se utiliza una ampolla de decantación. Se coloca el sistema dentro de la ampolla y se lo deja en reposo hasta que se separen los líquidos (el agua ocupa la parte inferior, por ser más densa). Luego, al abrir la llave se deja salir el agua, debiendo cerrarse el paso cuando está por pasar el aceite. Esta operación que permite separar sistemas sólido-líquido o líquido-líquido de diferente densidad, se denomina **decantación.**



ampolla de decantación

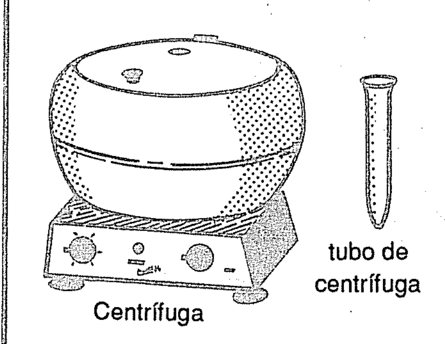
- Algunos sistemas están formados por una fase líquida en cuyo interior hay partículas sólidas en suspensión, como por ejemplo el agua turbia de un charco. En este caso se puede proceder de dos modos distintos:

  a) Se hace pasar el sistema líquido-sólido a través de una superficie porosa, llamada filtro, generalmente colocada dentro de un embudo. Las partículas sólidas son retenidas por el filtro porque tienen un diámetro mayor que los poros. Como filtro es muy utilizado un papel poroso, denominado papel de filtro, aunque también se utilizan arena, algodón, polvo de carbón, telas especiales, lana de vidrio, porcelana, amianto, etcétera. Este procedimiento se llama **filtración.**



FILTRACIÓN

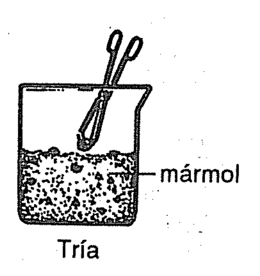
  b) En otras ocasiones, primero se precipitan las partículas sólidas y luego se hace una decantación.
  Para acelerar la sedimentación de dichas partículas se las somete a la acción de la fuerza centrífuga: el sistema se coloca en tubos cónicos que giran a gran velocidad dentro de aparatos llamados centrífugas, lo cual determina que las partículas, por ser más densas, precipiten, ocupando el fondo de dichos recipientes. Este procedimiento recibe el nombre de **centrifugación.**
  Una vez lograda la separación de las fases, se realiza la decantación del líquido.



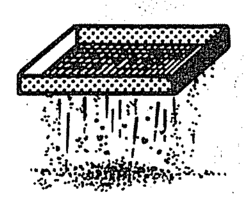
Centrífuga

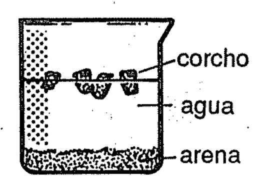
- En el caso de sistemas cuyas fases son sólidas, se opera de diferentes modos, según las características que presenten:

  a) Cuando una de las fases se encuentra dividida en trozos bien diferenciables, éstos se pueden separar tomándolos con una pinza. Es el caso de extraer trozos de mármol mezclados en arena. Este método es denominado **tría.**

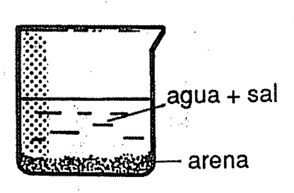


Tría

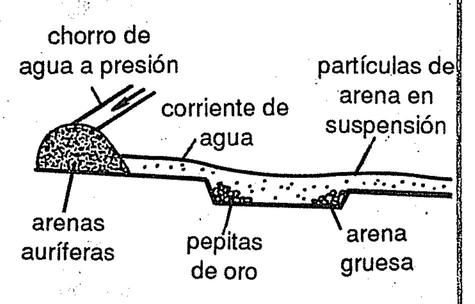

TAMIZACIÓN



FLOTACIÓN



DISOLUCIÓN



Levigación

Métodos separativos
- Decantación
- Filtración
- Centrifugación
- Tría
- Tamización
- Flotación
- Disolución
- Levigación
- Separación magnética

b) Si las partículas que forman cada fase sólida tienen diferente tamaño, se coloca el sistema material sobre una malla de metal o plástico (tamiz), se sacude y entonces las partículas de menor diámetro atraviesan la malla, mientras que las de mayor tamaño quedan retenidas. El procedimiento se llama **tamización** y como ejemplo se puede señalar la separación del canto rodado, de la arena.

c) Cuando los sólidos tienen diferente densidad, tal como una mezcla de arena y corcho, se agrega un líquido que tenga una densidad intermedia con respecto a ellos, como el agua. El corcho flota y la arena se deposita en el fondo. Este método se denomina **flotación**.

d) En el caso de que una de las fases sea soluble en un determinado solvente y la otra no, como ocurre en la mezcla de arena y sal, se agrega agua, se agita para asegurar la disolución de la sal, y se procede a filtrar, separando la arena del agua salada. Este procedimiento se denomina **disolución**.

Luego, por evaporación se separa la sal del agua.

e) Si los sólidos tienen diferente densidad, como la arena y el oro, se hace circular una corriente de agua que arrastra la mezcla a través de canales; entonces, las pepitas metálicas (más densas) sedimentan, mientras que la arena se mantiene en suspensión. Esta forma de separación de fases recibe el nombre de **levigación**.

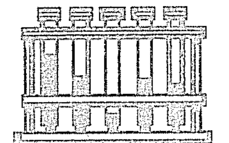
f) Cuando uno de los sólidos está compuesto por hierro, se puede separar de la mezcla acercándole un imán. Este método se llama **separación magnética**. Así, en el proceso de fabricación de la harina, una de las operaciones previas consiste en apartar de los granos de trigo pequeños trozos metálicos (clavos, alambres, etc.), haciéndolos pasar por un campo magnético.

Además de estos procedimientos para la separación de las fases de un sistema heterogéneo, existen muchos otros que no describiremos por razones de espacio.

Todos los procedimientos antes mencionados, también se denominan **métodos separativos**.

Como se observa en los ejemplos, los métodos separativos que se utilizan varían de un caso a otro, según las propiedades de las fases que forman el sistema, como por ejemplo el tamaño de las partículas, su densidad, la solubilidad, etcétera.

En un sistema heterogéneo, cada una de las fases que lo integran, después de ser separadas constituyen sistemas homogéneos.



TRABAJO PRÁCTICO

CROMATOGRAFÍA

Objetivos:

- Identificar la presencia de pigmentos diferentes en las hojas de los vegetales.
- Realizar una cromatografía de partición sobre papel.

Materiales:

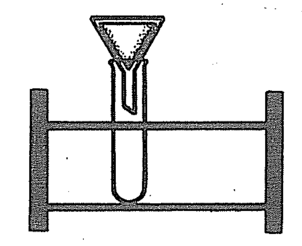
1 mortero.
1 embudo.
1 gradilla.
1 tubo de ensayo.
1 gotero.
1 frasco de boca ancha.

- Hojas de color verde intenso (acelga, espinaca, etc.).
- Acetona.
- Éter de petróleo.
- Papel de filtro.
- Cloruro de calcio.

Procedimiento:

1) Coloque cuatro hojas divididas en trozos en un mortero o recipiente similar. Agregue unos 20 ml de acetona. Triture con la ayuda del pilón hasta que el solvente adquiera una coloración verde intensa.

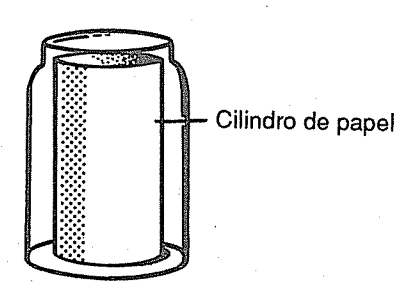
2) Prepare un dispositivo para filtrar según indica la figura y proceda a la filtración de la fase líquida contenida en el mortero.



Dispositivo para filtrar

3) Agregue al líquido filtrado unos cristales de cloruro de calcio y observe la formación de un sedimento acuoso, sobre el cual sobrenada una solución de pigmentos en acetona.

4) Prepare un cilindro de papel de filtro cuyo diámetro no exceda el diámetro del frasco de boca ancha y cuya altura sea igual a la del frasco.

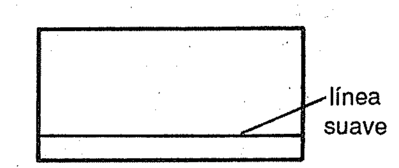


5) Trace una línea suave, con lápiz negro, a 2,5 cm por encima de la base del cilindro de papel.

6) Con el gotero tome solución acetónica de pigmentos (cuide de no introducir el gotero en el sedimento acuoso).

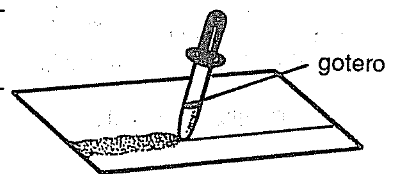
7) Pase el extremo del gotero sobre la línea que se ha trazado sobre el papel de filtro de modo que éste se impregne de solución.

Repita la operación dos o tres veces.

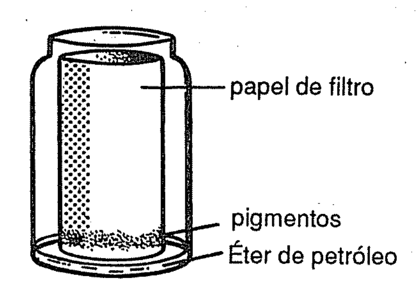


8) Vierta éter de petróleo en el frasco de boca ancha hasta una altura de aproximadamente 1 cm.

9) Coloque dentro de dicho frasco el papel de filtro arrollado, como indica la figura.



Deje en reposo 10 minutos.



Cromatógrafo

10) Observe el papel de filtro (cromatograma) y responda:

-¿Cuántas bandas de color presenta?: ....

- Teniendo en cuenta que: verde claro=clorofila a; verde oscuro=clorofila b; amarillo=xantofila, y anaranjado=carotene. Indique: ¿Cuáles son los pigmentos que se observan?: ....

....

-¿Qué logró separar por medio de la cromatografía?: ....

....

Observaciones:

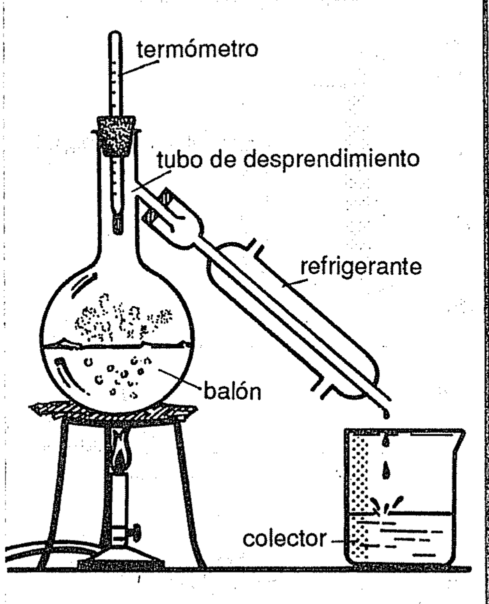
-En caso de no disponer de cloruro de calcio se suprime el punto 3. (No habrá separación de agua lo cual facilita la realización del punto 6, pero se pierde calidad en el cromatograma.)

- En lugar de éter de petróleo se puede utilizar acetona o etanol (alcohol etílico), en cuyo caso la separación puede ser menos precisa.

1.3. Fraccionamiento de un sistema homogéneo

Entre los sistemas homogéneos debemos diferenciar aquellos que están constituidos por una **sustancia pura** (agua destilada, cloruro de sodio), de otros que están formados por dos o más sustancias (agua salada) y que se denominan **soluciones**. En éstas últimas es posible separar las sustancias que las componen, es decir, proceder al **fraccionamiento** del sistema homogéneo.

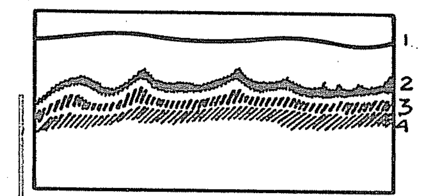
Para fraccionar una solución es necesario escoger el método más apropiado para cada caso:



Destilación simple

a) Cuando el sistema está formado por una sustancia sólida disuelta en otra líquida, como el agua salada, para separar el agua de la sal, se realiza una **destilación simple.**
Para ello se usa un aparato constituido por un balón con tubo de desprendimiento, un termómetro, un refrigerante y un recipiente colector. (Véase dibujo.)
En el balón se coloca el agua salada y luego se calienta hasta la ebullición. Los vapores de agua que se forman ascienden y salen por el tubo de desprendimiento. Al chocar con la superficie fría del refrigerante se condensan, cayendo gota a gota como agua líquida en el recipiente colector. Como la sal no se vaporiza queda retenida en el balón, y de ese modo se separa el agua de la sal.
En consecuencia:
La destilación comprende, primero, la vaporización de un líquido y luego, la condensación de los vapores por enfriamiento.

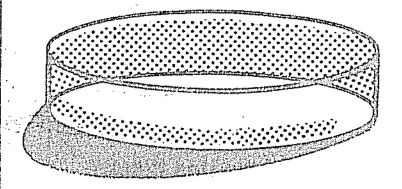
b) En ciertas ocasiones, como para separar los pigmentos de una solución coloreada, se utiliza la técnica denominada **cromatografía**. Este método admite diferentes variantes, siendo una de las más usadas la cromatografía de partición sobre papel.
Consiste en una tira de papel de filtro suspendida en un recipiente, cuya extremidad inferior está sumergida en un solvente orgánico (éter de petróleo, butanol, etanol, etc.) La muestra a analizar se deposita sobre el papel próxima al solvente. Este asciende por capilaridad y arrastra las sustancias que forman la muestra, las cuales van alcanzando distintas alturas de acuerdo con su masa molecular, afinidad con el solvente, etcétera. De ese modo se logra la separación de los diferentes componentes de una solución.



Cromatograma de pigmentos foliares
1 carotene
2 xantofila
3 clorofila b
4 clorofila a

c) En el caso de que los componentes de un sistema sean solubles en un mismo solvente a la temperatura de ebullición, pero uno de ellos es insoluble o poco soluble en frío, se procede a realizar una **cristalización fraccionada**, la cual consiste en disolver el sistema en el solvente hirviendo y luego, se deja enfriar.

De esta forma el componente menos soluble se cristaliza y sus cristales se separan por filtración.



Cristalizador

Las técnicas que permiten separar los componentes de una solución, como la destilación, la cromatografía y la cristalización fraccionada, reciben la denominación de **métodos de fraccionamiento**.

Métodos de fraccionamiento
- Destilación
- Cromatografía
- Cristalización fraccionada
- etcétera

1.4. Soluciones y sustancias puras

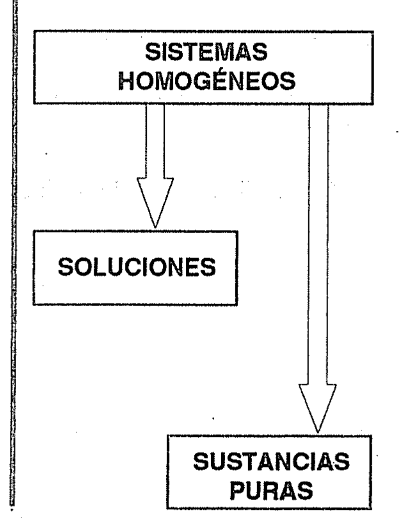
De acuerdo con lo que se ha expresado, si se aplica un método de fraccionamiento adecuado a una solución, se obtienen porciones o fracciones que tienen propiedades intensivas distintas entre sí y con relación a dicha solución. Cada una de esas fracciones corresponde a una sustancia diferente.

Entonces se puede afirmar que:

Solución es todo sistema homogéneo fraccionable.

En cambio, si se trata de fraccionar una sustancia pura, no hay posibilidades de hacerlo. Todas las porciones que se obtienen presentan las mismas propiedades intensivas. Por lo tanto:

Sustancia pura es todo sistema homogéneo no fraccionable.



Cuando en un recipiente se encuentra una sustancia pura, todas las moléculas tienen la misma composición. Así, una muestra de agua es pura si todas las moléculas que la forman están constituidas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Por el contrario, si además de molécu-

las de agua hay otras compuestas por un átomo de cloro y otro de sodio (cloruro de sodio) el agua no es pura, pues contiene sal y entonces es agua salada.

Por lo tanto:

> Una sustancia es pura cuando todas las moléculas que la constituyen son iguales.

En el caso de tener varias sustancias diferentes mezcladas entre sí, hay tantas clases de moléculas como sustancias constituyen la mezcla.

En razón de que las moléculas no son visibles, se plantea un problema: ¿Cómo se puede comprobar si una sustancia es pura o no?

> **Constantes físicas**
>
> Propiedades intensivas que permiten identificar a una sustancia.

Experimentalmente se ha comprobado que ciertas propiedades intensivas, como el punto de ebullición, el punto de fusión,la densidad, etcétera, tienen valores constantes para cada sustancia pura. Así, en el caso del agua su punto de fusión es de 0 °C y el de ebullición de 100 °C (a la presión normal), la densidad es de 1 g/ml a los 4 °C de temperatura; mientras que el alcohol etílico (etanol) tiene un P.F. de -114 °C, P.E. de 78,4 °C y una densidad de 0,79 g/ml a 20 °C de temperatura.

Sobre la base de estos datos se deduce que determinando esas propiedades, también llamadas **constantes físicas**, se puede verificar si la sustancia es pura o no.

En resumen:

SOLUCIÓN	SUSTANCIA PURA
- Sistema homogéneo.	- Sistema homogéneo.
- Propiedades intensivas idénticas en todas sus porciones.	- Propiedades intensivas idénticas en todas sus porciones.
- Fraccionable por métodos físicos.	- No fraccionable por métodos físicos.
- La proporción de sus componentes puede variar.	- Composición química constante.
- Dos o más clases de moléculas.	- Una sola clase de moléculas.

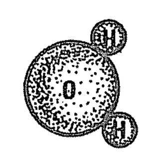
1.5. Clasificación de las sustancias puras

Al examinar las sustancias puras podemos distinguir dos clases:

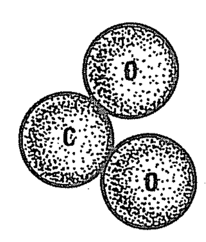
a) aquellas que se pueden descomponer en otras más simples, como el agua que origina hidrógeno y oxígeno, o el dióxido de carbono que se descompone en carbono y oxígeno. Estas sustancias reciben la denominación de **sustancias compuestas**.

b) Otras, como el oxígeno, el hidrógeno, el hierro, no se pueden descomponer y se las llama **sustancias simples**.

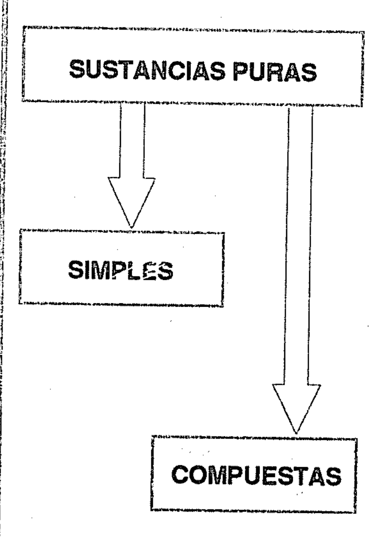
El análisis de la composición de las moléculas de las sustancias compuestas muestra que están formadas por átomos de dos o más especies. Así, por ejemplo:



Molécula de agua compuesta por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno.



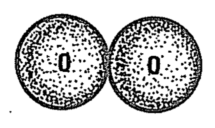
Molécula de dióxido de carbono constituida por un átomo de carbono y dos de oxígeno.



En cambio, el examen de las moléculas que forman a las sustancias simples revela que están constituidas por átomos de la misma especie. Veamos a modo de ejemplo:



Molécula de hidrógeno formada por dos átomos de hidrógeno.



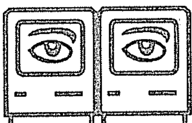
Molécula de oxígeno constituida por dos átomos de oxígeno.



Molécula de helio compuesta por un solo átomo de helio.


En síntesis:

SUSTANCIAS COMPUESTAS	SUSTANCIAS SIMPLES
• Pueden descomponerse.	• No se pueden descomponer.
• Moléculas formadas por átomos de dos o más especies.	• Moléculas formadas por átomos de una misma especie.



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Marque con una X la respuesta correcta:

- Cuando en un sistema material existe superficie de separación es:

a) homogéneo   b) heterogéneo   c) inhomogéneo

- Un sistema homogéneo que se puede fraccionar es una:

a) sustancia simple   c) sustancia pura

b) sustancia compuesta   d) solución

- La destilación es un método utilizado para:

a) separar fases   c) fraccionar una fase

b) descomponer una fase   d) combinar fases

- Una sustancia pura tiene todas sus moléculas:

a) diferentes   c) constituidas por átomos diferentes

b) constituidas por átomos iguales   d) iguales

- Las moléculas de las sustancias compuestas están formadas por:

a) un solo átomo   c) átomos diferentes

b) átomos iguales   d) átomos de una misma especie

- Los sistemas inhomogéneos son aquellos que presentan una interfase:

a) definida   c) muy evidente

b) indefinida   d) marcada

- Los sistemas homogéneos son aquellos que constan de:

a) una fase   c) dos o más fases

b) dos fases   d) varias fases

- Las sustancias que no se pueden descomponer son:

a) simples   c) puras

b) compuestas   d) heterogéneas

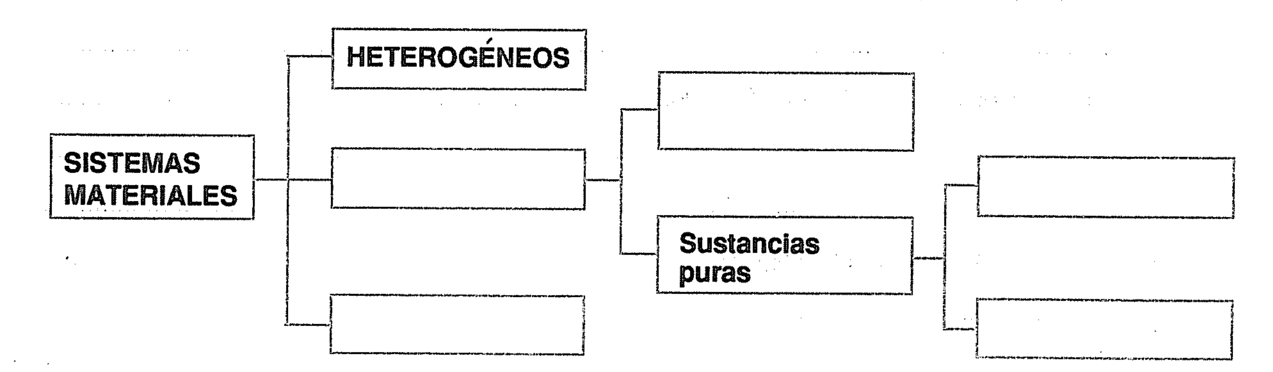
2) Lea atentamente el listado de métodos de la columna de la derecha y una con flecha, cada uno de ellos, a la clase de la columna de la izquierda que le corresponde:

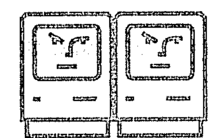
Métodos	Clase
- Decantación	
- Filtración	
- Destilación	- Método separativo
- Tamización	
- Flotación	- Método de fraccionamiento
- Cromatografía	
- Cristalización	
- Centrifugación	

3) En la columna A se exponen conceptos básicos y en la columna B se mencionan sus respectivas denominaciones. Coloque en la línea de puntos que precede a cada enunciado la letra que indica la denominación que le corresponde.

Columna A	Columna B
... Sustancia que puede descomponerse.	A. Sistema heterogéneo.
... Sistema formado por dos o más fases.	B. Sistema homogéneo.
... Sistema homogéneo no fraccionable.	C. Sistema inhomogéneo.
... Sustancia que no se descompone.	D. Solución.
... Sistema formado por una sola fase.	E. Sustancia pura.
...Sistema que no presenta una interfase definida.	F. Sustancia compuesta.
... Sistema homogéneo fraccionable.	G. Sustancia simple.

4) En el siguiente esquema sobre sistemas materiales, complete los cuadros en blanco, colocando los nombres correspondientes:





ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes cuestiones, reflexione y luego, responda:

A. Señale cuál es la diferencia entre:

a) sistema homogéneo y sistema heterogéneo: ....

....

....

b) solución y sustancia pura: ....

....

....

c) sustancia compuesta y sustancia simple: ....

....

....

B. En la separación de fases de un sistema heterogéneo:

a) ¿cuándo es posible efectuar una decantación?: ....

....

....

b) ¿por qué la arena sedimenta en el agua?: ....

....

....

c) ¿en qué consiste la filtración?: ....

....

....

d) ¿en qué casos se aplica la centrifugación?: ....

....

....

e) ¿por qué el corcho flota en el agua?: ....

....

C. Indique cómo se puede verificar en forma experimental si una sustancia es pura o no: ....

....

D. Explique por qué no se puede establecer por métodos de fraccionamiento si una sustancia pura es simple o compuesta: ....

....

....

E. Señale qué clase de sustancias son aquellas que se pueden descomponer: ....

....

2) Marque con una X la respuesta correcta y luego, justifique:

- El agua es un sistema:

  a) homogéneo b) heterogéneo. c) inhomogéneo.

  Justifique: ....

  ....

- Un sistema material formado por vapor de agua, dos litros de agua líquida y ocho gramos de carbón en polvo está constituido por:

  a) 2 fases y 4 componentes.
  b) 3 fases y 3 componentes.
  c) 2 fases y 4 componentes.
  d) 3 fases y 2 componentes.
  e) 4 fases y 4 componentes.
  f) 3 fases y 5 componentes.

  Justifique: ....

  ....

- El óxido de calcio (CaO) es:

  a) una solución.
  b) un sistema heterogéneo.
  c) una sustancia simple.
  d) una sustancia compuesta.

  Justifique: ....

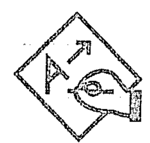
  ....

- El sistema formado por agua y aceite es:

  a) monofásico.
  b) bifásico.
  c) trifásico.
  d) polifásico.

  Justifique: ....

  ....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Lea atentamente la lista de sistemas materiales de la columna de la izquierda y coloque en el paréntesis la letra de la columna de la derecha que le corresponde:

( ) Atmósfera.
( ) Agua de mar.
( ) Agua con nafta.
( ) Vino con borras.
( ) Agua con hielo.
( ) Salmuera límpida.
( ) Trozo de hierro.

A. Sistema homogéneo.
B. Sistema heterogéneo.
C. Sistema inhomogéneo.

2) Lea atentamente las dos listas detalladas a continuación. Coloque en el paréntesis de cada sistema heterogéneo, la letra que indica el método más apropiado para separar las fases que constituyen dicho sistema:

Sistemas heterogéneos

( ) Azufre en polvo y limaduras de hierro.
( ) Arena y corcho molido.
( ) Agua y arena.
( ) Arena y sal común.

Métodos separativos

a. Flotación.
b. Decantación.
c. Magnetismo.
d. Tamización.
e. Disolución.

3) Proponga un sistema heterogéneo formado por:

a) 4 fases y 3 componentes: ....

b) 3 fases y 4 componentes: ....

4) Un sistema homogéneo se fracciona en cloruro de sodio y agua. Indique:

a) si es una solución o una sustancia pura: ....

b) Justifique: ....

5) Explique qué se entiende por agua pura: ....

....

6) Sabiendo que las moléculas de una sustancia están formadas por un átomo de oxígeno y dos átomos de potasio, indique:

a) si es una sustancia simple o compuesta: ....

b) Justifique: ....

7) Dé cuatro ejemplos de sustancias simples:

a) .... c) ....

b) .... d) ....

Justifique: ....

....

LECTURA COMPLEMENTARIA

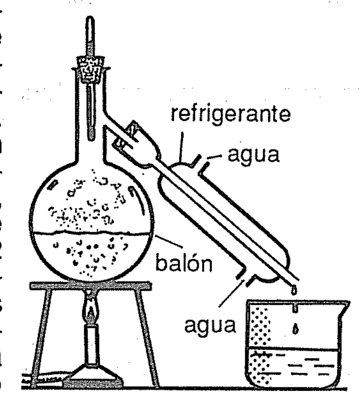
LA DESTILACIÓN FRACCIONADA

La destilación es uno de los procedimientos de purificación de líquidos simple y satisfactorio, probablemente el más empleado y quizás uno de los más antiguos. Se viene empleando desde hace muchos años en la obtención de bebidas alcohólicas, tales como whisky, coñac y aguardiente. Más adelante se aplicó en las refinerías de petróleo con la finalidad de separar del petróleo crudo sus diferentes fracciones: nafta, kerosene, gas oil y fuel oil. En la actualidad se utiliza ampliamente en la purificación de diversas sustancias orgánicas naturales y artificiales.

Destilación simple

Los aparatos usados en la **destilación simple** constan de un balón, un refrigerante y un colector. Estos aparatos permiten una buena separación del líquido de los sistemas homogéneos sólido-líquido (sal en agua), pero tienen inconvenientes para separar dos líquidos cuyos puntos de ebullición son próximos (agua-alcohol).

Un líquido empieza a evaporarse antes de que alcance la temperatura de ebullición. Así, si se tienen dos líquidos mezclados, A y B, cuyos puntos de ebullición son 92 °C y 125 °C, respectivamente, los vapores del líquido A comienzan a destilar antes, pero arrastran vapores del B. Las muestras que se recogen al principio contienen mayor cantidad de líquido A, porque es más volátil y la temperatura de los vapores que salen del matraz permanece constante a 92 °C. Cuando se ha recogido la mayor parte del compuesto A, la temperatura se eleva rápidamente hasta unos 125 °C y entonces, destila el grueso de B, acompañado de restos del líquido A.



Destilación simple

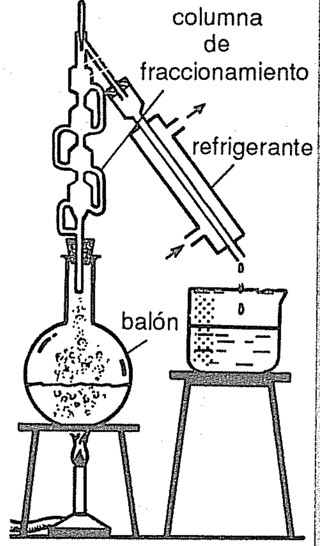
Una solución al problema

Para lograr una mayor separación de los dos líquidos, se incorpora entre el balón y el refrigerante una columna de fraccionamiento. Este método se conoce con el nombre de **destilación fraccionada**. Mientras que en la destilación simple los vapores fluyen directamente del balón al refrigerante, en la destilación fraccionada dichos vapores continúan separándose en la mencionada columna de fraccionamiento.

Al sistema se le suministra calor en la parte inferior (balón) y se le quita calor en la parte superior (refrigerante), por lo cual los vapores al ascender se van enfriando. Entonces, el líquido menos volátil (B) tiende a condensarse a medida que asciende en la columna, porque va encontrando zonas más frías.

Este líquido enfriado fluye hacia abajo pero, al encontrar vapores que suben, produce la **condensación** de otras porciones del líquido B y algo de líquido A.

Las nuevas porciones de vapores que se desprenden del balón y están calientes, tienden a **evaporar de nuevo** al componente más volátil (A) que se ha condensado conjuntamente con el compuesto B.

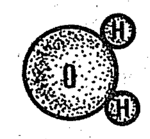


Destilación fraccionada

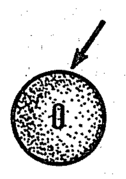
Para que estos procesos de **condensación** y **reevaporación** se realicen eficientemente es necesario que ambas fases (líquido y vapor) se pongan en íntimo contacto en su recorrido, tanto ascendente como descendente. Con el objeto de asegurar este contacto, se debe aumentar todo lo posible la superficie de líquido, pues es allí donde se produce el pasaje líquido a vapor y viceversa. Con este propósito se han ideado diversas soluciones. Algunas columnas de laboratorio no tienen un cilindro liso, sino que presenta entrantes y salientes que aumentan su superficie (véase figura adjunta). En la industria se utilizan columnas en las que hay, a intervalos regulares, varios discos cóncavos, en los cuales el líquido descendente va depositándose. Los vapores ascendentes burbujean en dichos discos, permitiendo un buen contacto entre ambas fases.

2. ELEMENTOS QUÍMICOS

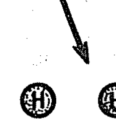
En la actualidad se conocen cerca de tres millones de sustancias químicas diferentes. De ellas, sólo un centenar son sustancias simples; las restantes, son compuestas. Tanto las sustancias compuestas como las simples se forman a partir de unidades químicas fundamentales que se denominan **elementos químicos**.

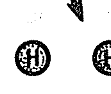


Molécula de agua



Átomo del elemento oxígeno





Átomos del elemento hidrógeno

Así, el agua está formada por los elementos hidrógeno y oxígeno, el óxido de hierro por oxígeno y hierro, la sal común por cloro y sodio, el oxígeno por oxígeno, el hidrógeno por hidrógeno, etcétera. Como podemos observar, las sustancias simples se designan generalmente con el mismo nombre del elemento que las origina.

Los elementos químicos conocidos son 105, de los cuales 92 son naturales y los restantes artificiales, es decir, obtenidos por el hombre en el laboratorio.

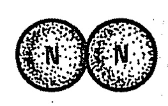
Los nombres con que se designan los distintos elementos se deben a diversas razones, tales como:

a) alguna propiedad importante del elemento, como en los casos del bromo (mal olor), bario (pesado), cloro (verde claro), cromo (colorado), hidrógeno (engendra agua), fósforo (lleva luz), oxígeno (forma óxidos), etcétera.

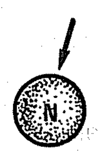
b) el nombre del país del cual es originario o donde ha sido descubierto: germanio por Germania-Alemania; galio por las Galias-Francia; magnesio por Magnesia (región del Asia Menor); hafnio por Hafnia-Copenhague.

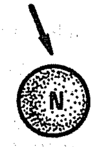
c) el astro al que han sido dedicados. Así, se nombran teluro por la Tierra; uranio por Urano; helio por el Sol, etcétera.

d) en homenaje a destacados investigadores, como sucede con Curio por Curie; einstenio por Einstein; mendelevio por Mendeleiev; fermio por Fermi...



Molécula de nitrógeno





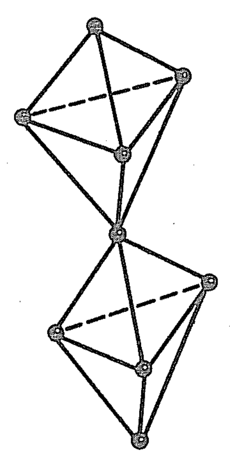
Átomos del elemento nitrógeno

2.1. Una propiedad muy especial: la alotropía

El estudio de algunas sustancias simples, como el diamante y el grafito, arroja resultados insospechados: el primero es transparente, incoloro y muy duro (puede rayar y cortar al vidrio) mientras que el segundo es negro, opaco y blando (hace trazos en el papel), es decir, que presentan propiedades muy diferentes. Sin embargo, al analizar su composición se observa que ambos están constituidos solamente por átomos de carbono.

La explicación de las diferencias que presentan en sus propiedades se ha encontrado en la disposición de los átomos de carbono en el espacio:

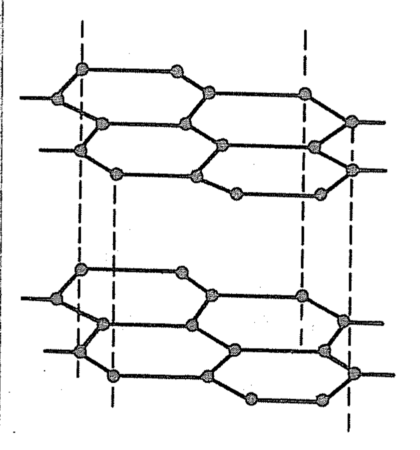
En los cristales de diamante, cada átomo de carbono está unido a cuatro átomos de carbono vecinos, adoptando una ordenación en forma de tetraedro que le confiere una particular dureza (véase figura).



● = átomo de carbono
Estructura tetraédrica del diamante

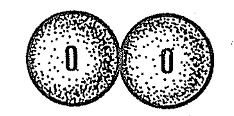
En el grafito, los átomos de carbono están dispuestos en capas superpuestas y en cada capa ocupan los vértices de hexágonos regulares imaginarios. De este modo, cada átomo está unido a tres de la misma capa con más intensidad y a uno de la capa próxima en forma más débil (véase figura). Esto explica por qué el grafito es blando y untuoso al tacto. La mina de grafito del lápiz forma el trazo porque, al desplazarse sobre el papel, se adhiere a éste una pequeña capa de grafito.

El diamante y el grafito, por ser dos sustancias simples diferentes, sólidas, constituidas por átomos de carbono reciben la denominación de **variedades alotrópicas** del elemento carbono.

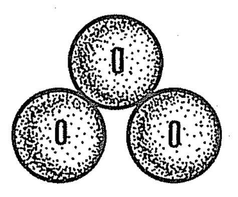


Disposición de los átomos de carbono en el grafito

Otro caso de **alotropía** lo constituyen el oxígeno y el ozono, que son dos sustancias simples, gaseosas, con propiedades diferentes, pero formadas ambas por átomos de oxígeno. La diferencia entre ellas está dada por el hecho de que las moléculas de oxígeno están constituidas por dos átomos, mientras que las de ozono lo están por tres átomos de oxígeno. Por lo tanto, oxígeno y ozono son formas alotrópicas del elemento oxígeno.



molécula de oxígeno



molécula de ozono

También el azufre presenta dos variedades alotrópicas que son el azufre prismático y el azufre octaédrico, al igual que el fósforo, que se encuentra en la Naturaleza como fósforo blanco o como fósforo rojo.

Son muy pocos los elementos que determinan la formación de sustancias simples diferentes, en el mismo estado de agregación y constituidas por la misma clase de átomos, es decir, que presentan la propiedad denominada alotropía. De acuerdo con lo que se ha señalado, esta propiedad se debe a la disposición que adquieren los átomos en el espacio o al número de ellos que forman las moléculas.

En síntesis, podemos afirmar que:

> **Alotropía** es la propiedad que poseen ciertos elementos químicos de formar sustancias simples diferentes.

2.2. ¿Como se representan los elementos químicos?

Los elementos químicos se representan por medio de abreviaturas convencionales, llamadas **símbolos**. Estas abreviaturas se forman con la inicial en mayúscula del nombre griego o latino, seguida por una minúscula cuando es necesario diferenciarlo de otro con la misma inicial. Así, el símbolo del carbono es C; del cobre, Cu; del cobalto, Co; del calcio, Ca; del cesio, Cs; del nitrógeno, N; del sodio, Na; del níquel, Ni, etc.

SÍMBOLO
Abreviatura utilizada para representar los elementos químicos.

En el caso de elementos cuyo nombre comienza con la letra A, se ha establecido que el símbolo esté formado por dos letras para diferenciarlos de símbolos usados con otros fines (Argón, Ar; Astato, At; Aluminio, Al; americio, Am; plata, Ag; oro, Au; arsénico, As). También en la actualidad se ha convenido que todo nuevo elemento que se obtenga esté formado por dos letras (Laurencio, Lw); kurchatovio, Ku; hafnio, Hf).

En el siguiente cuadro se consignan los símbolos de los elementos más conocidos, así como también el origen y significado de sus nombres.

ELEMENTO	SÍMBOLO	ORIGEN Y SIGNIFICADO DEL NOMBRE		
Aluminio	Al	Latín:	*Alumen*	(gusto agrio)
Argón	Ar	Griego:	*Argon*	(inactivo)
Arsénico	As	Latín:	*Arsenium*	(arsénico)
Azufre	S	Latín:	*Sulphurium*	(azufre)
Boro	B	Latín:	*Borax*	
Bromo	Br	Griego:	*Bromos*	(mal olor)
Calcio	Ca	Latín:	*Calx*	(cal)
Carbono	C	Latín:	*Carbo*	(carbón)
Cinc	Zn	Alemán:	*Zink*	
Cloro	Cl	Griego:	*Chloros*	(verde claro)
Cobre	Cu	Latín:	*Cuprum*	(de la isla de Chipre)
Cromo	Cr	Griego:	*Chróma*	(color)
Estaño	Sn	Latín:	*Stannum*	(estaño)
Flúor	F	Latín:	*Fluere*	(fluir)
Fósforo	P	Griego:	*Phosphoros*	(que lleva luz)
Helio	He	Griego:	*Helios*	(sol)
Hidrógeno	H	Griego:	*Hydro genes*	(forma agua)
Hierro	Fe	Latín:	*Ferrum*	(hierro)
Litio	Li	Latín:	*Lithos*	(piedra)
Magnesio	Mg	Latín:	*Magnesia*	(región del Asia Menor)
Mercurio	Hg	Griego:	*Hydrargyrum*	(plata líquida)
Neón	Ne	Griego:	*Neos*	(nuevo)
Níquel	Ni	Alemán:	*Nikolaus*	(despectivo aplicado por los mineros al metal)
Nitrógeno	N	Latín:	*Nitro genes*	(forma nitro)
Oro	Au	Latín:	*Aurum*	(amanecer resplandeciente)
Oxígeno	O	Griego:	*Oxys genes*	(forma óxidos)
Plata	Ag	Latín:	*Argentum*	(plata)
Platino	Pt	Español:	*Platina*	(plata)
Plomo	Pb	Latín:	*Plumbum*	(plomo)
Potasio	K	Latín:	*Kalium*	(potasa)
Radio	Ra	Latín:	*Radius*	(rayo)
Silicio	Si	Latín:	*Silex*	(pedernal)
Sodio	Na	Latín:	*Natrium*	(soda)
Uranio	U	Latín:	*Uranus*	(por planeta Urano)
Yodo	I	Griego:	*Iodes*	(violeta)

2.3. Clasificación de los elementos químicos

Al examinar las propiedades de los distintos elementos químicos, se ha observado que pueden clasificarse en tres grandes grupos, a saber: **metales, no metales y gases inertes.**

Entre los **metales** se pueden mencionar: sodio (Na), potasio (K), calcio (Ca), hierro (Fe), aluminio (Al), oro (Au), plata (Ag), cinc (Zn), cobalto (Co), cromo (Cr), níquel (Ni), mercurio (Hg), magnesio (Mg), manganeso (Mn), platino (Pt), plomo (Pb), estaño (Sn), litio (Li), etcétera.

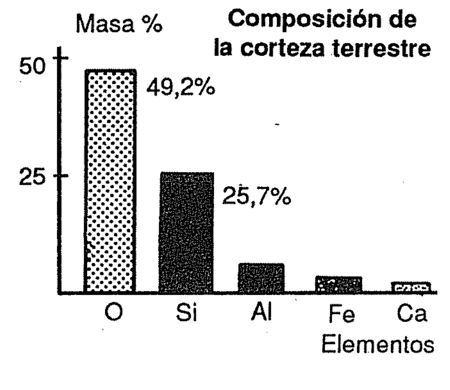
Los principales **no metales** son: carbono (C), nitrógeno (N), oxígeno (O), hidrógeno (H), flúor (F), silicio (Si), fósforo (P), azufre (S), cloro (Cl), arsénico (As), bromo (Br), yodo (I), etcétera.

Los **gases inertes** son: helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn). También se los denomina **gases raros** o **gases nobles.**

Las principales propiedades físicas y químicas de cada grupo se resumen en el siguiente cuadro:

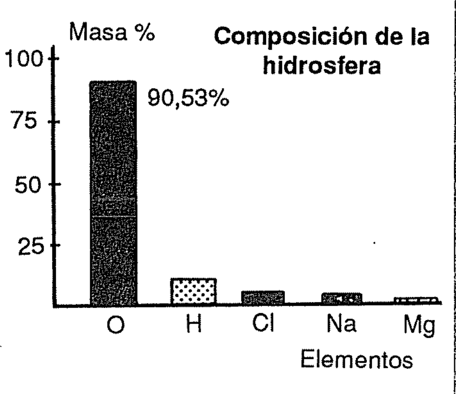
PROPIEDADES	METALES	NO METALES	GASES INERTES
FÍSICAS	Son buenos conductores del calor y de la electricidad.	Son malos conductores del calor y de la electricidad.	Son malos conductores del calor y de la electricidad.
	Son sólidos a la temperatura ambiente (20 °C), a excepción del mercurio que es líquido.	Algunos son sólidos a 20 °C, como C, S, I, etc.; el bromo es líquido y otros son gases como O, H, N, F y Cl.	Son gases a la temperatura ambiente.
	Poseen brillo característico (metálico).	No presentan brillo.	
	Moléculas monoatómicas.	Moléculas bi o poliatómicas.	Moléculas monoatómicas.
	Son dúctiles y maleables.	Son quebradizos en estado sólido.	
	Forman iones positivos (cationes).	Forman iones negativos (aniones).	No se ionizan.
QUÍMICAS	Se combinan fácilmente con el oxígeno para formar **óxidos básicos**.	Se combinan con el oxígeno para formar **óxidos ácidos**.	Se caracterizan por su casi total inactividad química. Prácticamente no se combinan con otros elementos. En la actualidad se obtuvieron algunos compuestos operándose a altas temperaturas y con elementos muy reactivos como el flúor (F).
	Se combinan dificultosamente con el hidrógeno formando **hidruros metálicos**.	Se combinan fácilmente con el hidrógeno para formar **hidruros no metálicos**.	

2.4. ¿Cómo se distribuyen los elementos en la Naturaleza?

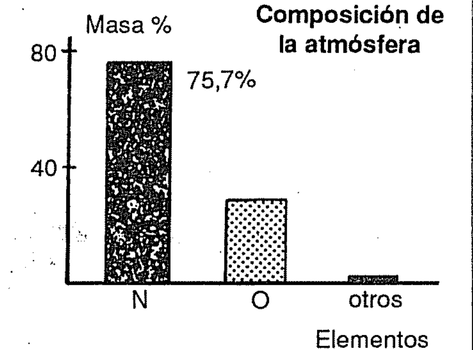


Al estudiar la distribución de los elementos químicos en nuestro planeta Tierra se debe considerar por separado la parte sólida o litosfera, la porción líquida o hidrosfera y la fase gaseosa o atmósfera.

Con respecto a la **litosfera**, sólo se conoce la composición de la corteza terrestre hasta una profundidad de 32 km. La masa correspondiente a cada uno de los elementos muestra un marcado predominio del oxígeno (49,2%), luego le siguen el silicio (25,7%), aluminio (7,5%), hierro (4,7%), calcio (3,4%), sodio (2,8%), potasio (2,6%), magnesio (1,7%), hidrógeno (0,9%), quedando para el resto de los elementos naturales sólo el 1,5%.

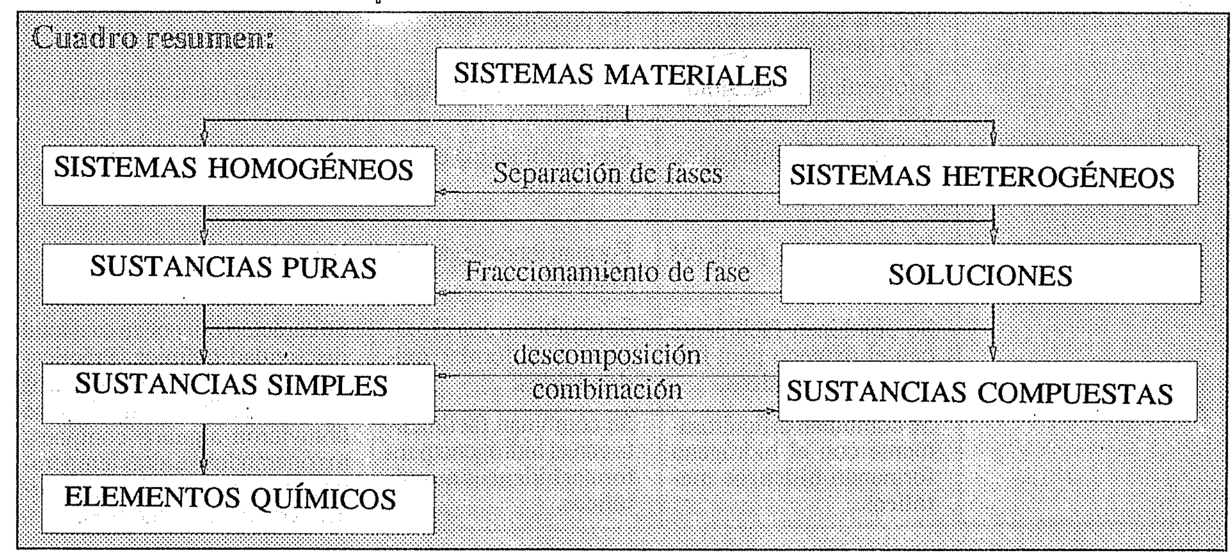


En cuanto a la **hidrosfera**, constituida por el agua de mar y las sales disueltas en ella, la masa que ocupa cada elemento evidencia el predominio casi absoluto del oxígeno (90,53%), siguiendo luego el hidrógeno (5,69%), cloro (2,44%), sodio (1,06%) y magnesio (0,28%).



Con relación a la **atmósfera**, interesa la capa más próxima a la corteza terrestre, llamada troposfera, pues en ella se desarrolla la vida humana. La masa de aire que compone la troposfera está constituida principalmente por nitrógeno (75,7%), siguiendo el oxígeno (23,29%) y se completa con una pequeña cantidad de otros gases (1,01%), tales como dióxido de carbono, argón, helio, neón, vapor de agua, etcétera.

En estas consideraciones es importante tener en cuenta que los da os proporcionados corresponden al porcentaje de la masa de los elementos químicos y no a otras magnitudes como volumen, número de átomos, etcétera.



3. COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN SISTEMA

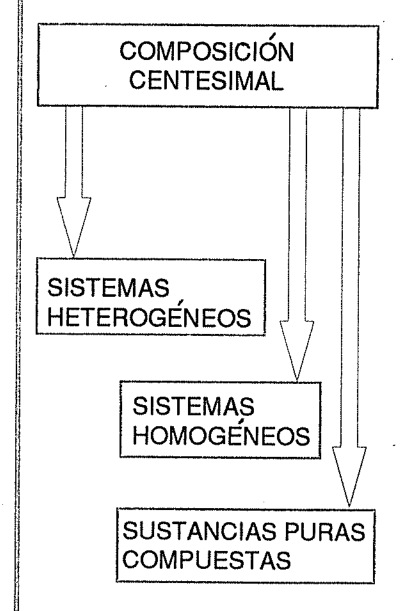
La composición cuantitativa de un sistema material se puede expresar de distintas formas, siendo una de las más sencillas la denominada **composición centesimal.**

Esta composición se puede establecer en un sistema heterogéneo, en una solución (sistema homogéneo) o en una sustancia compuesta. En los sistemas heterogéneos se calcula el porcentaje de la masa de cada una de sus fases, en las soluciones el de cada uno de sus componentes y en las sustancias compuestas el de cada uno de los elementos que las constituyen.

Entonces:

> *Composición centesimal* es el porcentaje de la masa de cada una de las fases de un sistema heterogéneo, o el de los componentes de una solución o el de los elementos que forman una sustancia compuesta.

A continuación, se presentan ejemplos destinados a comprender cómo se calcula la composición centesimal en los tres casos mencionados.



3.1. Sistema heterogéneo

Calcular la composición centesimal de un sistema formado por 30 g de arena, 40 g de agua y 10 g de limaduras de hierro.

Masa total del sistema = 30 g + 40 g + 10 g = 80 g

80 g de sist. ——— 30 g de arena

100 g de sist. ——— $x = \frac{30\,g \times 100\,g}{80\,g} = 37{,}50$ g de arena

80 g de sist. ——— 40 g de agua

100 g de sist. ——— $x = \frac{40\,g \times 100\,g}{80\,g} = 50{,}00$ g de agua

80 g de sist. ——— 10 g de limaduras de hierro

100 g de sist. ——— $x = \frac{10\,g \times 100\,g}{80\,g} = 12{,}50$ g de limaduras de hierro

R = arena: 37,50%; agua: 50,00%; limaduras de hierro: 12,50%

3.2. Solución

Calcular la composición centesimal de una solución de 12 g de sal en 80 g de agua.

Masa total del sistema: 12 g + 80 g = 92 g

92 g de soluc. —— 12 g de sal

100 g de soluc. —— $x = \frac{12\,g \times 80\,g}{92\,g} = 13{,}04$ g de sal

92 g de soluc. —— 80 g de agua

100 g de soluc. —— $x = \frac{80\,g \times 100\,g}{92\,g} = 86{,}95$ g de agua

R = sal: 13,04%; agua: 86,95%.

La **composición** de un sistema se establece por los métodos del análisis químico.

3.3. Sustancia pura compuesta

Calcular la composición centesimal del agua pura, sabiendo que en su formación 2 g de hidrógeno se combinan con 16 g de oxígeno.

Masa total del sistema: 2 g + 16 g = 18 g

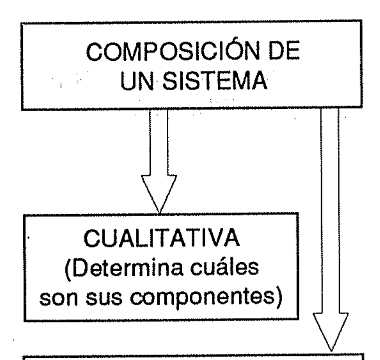
18 g de agua —— 2 g de H

100 g de agua —— $x = \frac{2\,g \times 100\,g}{18\,g} = 11{,}11$ g de H

18 g de agua —— 16 g de O

100 g de agua —— $x = \frac{16\,g \times 100\,g}{18\,g} = 88{,}88$ g de O

R = hidrógeno: 11,11%; oxígeno: 88,88%.

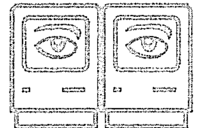


En los sistemas materiales es posible determinar **cuáles** son sus componentes (composición cualitativa) y **qué** cantidad de cada componente se halla presente (composición cuantitativa). Así, en el caso del sistema agua pura, la composición cualitativa es hidrógeno y oxígeno, y la composición cuantitativa: H = 11,11 %; O = 88,88%.

En las sustancias puras compuestas, la composición centesimal permite expresar la **fórmula centesimal**. En agua es: $H_{11,11\%}\ O_{88,88\%}$

La composición centesimal debe considerarse como una propiedad intensiva de las sustancias.

La composición de un sistema, tanto cualitativa como cuantitativa, se establece por medio de los métodos del análisis químico, que permiten separar, reconocer y medir sus componentes.



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Marque con una X la respuesta correcta:

- Las unidades químicas fundamentales son:

  a) las sustancias simples
  b) las sustancias puras
  c) los sistemas homogéneos
  d) los elementos químicos

- Los elementos que son buenos conductores del calor se denominan:

  a) no metales b) metales c) hidruros d) gases inertes

- El elemento químico más abundante de la corteza terrestre es:

  a) oxígeno b) silicio c) nitrógeno d) aluminio

- El diamante es una de las variedades alotrópicas del:

  a) carbono b) azufre c) oxígeno d) fósforo

- La composición centesimal de un sistema heterogéneo es el porcentaje de la masa de sus:

  a) fases b) componentes c) elementos d) sustancias simples

- El ozono es:

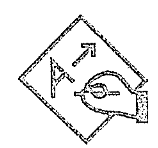
  a) un metal b) un elemento c) una sustancia simple d) un gas inerte

2) Lea atentamente las siguientes afirmaciones. Cuando las considere correctas encierre con un círculo la "V"; en caso contrario, marque de igual modo la "F".

- Los elementos químicos se representan por medio de símbolos.	V	F
- Todos los elementos químicos presentan variedades alotrópicas.	V	F
- El elemento químico más abundante de la atmósfera es el hierro.	V	F
- Los elementos químicos conocidos son 92.	V	F
- El azufre es mal conductor de la electricidad.	V	F

3) Lea atentamente la columna de propiedades y luego una cada una de ellas con flecha a la clase de elementos químicos que le corresponde:

Propiedades	**Clase de elementos**
• Buenos conductores del calor.	
• Brillo característico.	
• Con el oxígeno forman óxidos ácidos.	
• Con el hidrógeno forman hidruros metálicos.	- METALES
• Moléculas monoatómicas.	
• No poseen brillo.	
• Malos conductores de la electricidad.	- NO METALES
• Con el oxígeno forman óxidos básicos.	
• Moléculas bi o poliatómicas.	
• Dúctiles y maleables.	



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Complete los casilleros vacíos del siguiente cuadro:

Elementos químicos

ELEMENTO	SÍMBOLO	CLASE
Sodio		
	Cl	
		No metal
Neón		
	K	
		Gas inerte
Fósforo		
	S	
		Metal
	Ca	

2) Dé el nombre y escriba el símbolo de cuatro metales:

a) .... c) ....

b) .... d) ....

Mencione tres propiedades comunes a todos ellos:

....

....

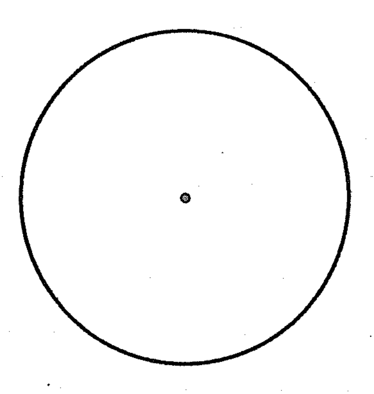
....

3) En base a los datos de la siguiente tabla:

Composición del aire

Elemento	Masa %
Nitrógeno	75,70
Oxígeno	23,29
Otros gases	1,01

a) Confeccione un gráfico circular:



b) Anote su interpretación: ....

....

....

....

....

....

4) Calcule la composición centesimal de los siguientes sistemas:

a) Sustancia compuesta formada por oxígeno y hierro (72 g de sustancia contienen 56 g de hierro y el resto de oxígeno): ....

....

....

....

....

Respuesta: ....

b) Sistema heterogéneo constituido por 100 g de agua salada, 28 g de corcho y 35 g de azufre en polvo: ....

....

....

....

....

....

....

....

Respuesta: ....

c) Solución de 42 g de azúcar en 137 ml de agua (téngase en cuenta que la densidad del agua es de 1 g/ml):

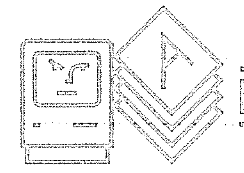
....

....

....

....

Respuesta: ....



ACTIVIDADES DE INTEGRACIÓN

1) Teniendo en cuenta las siguientes expresiones:

1. Sistema heterogéneo.
2. Sistema homogéneo.
3. Solución.
4. Sustancia pura.
5. Sustancia compuesta.
6. Sustancia simple.
7. Elemento químico.
8. Alotropía.

- Busque el concepto que sigue que está relacionado con cada expresión y ubique en el paréntesis el número correspondiente.

( ) Moléculas formadas por distintas clases de átomos.

( ) Sustancia constituida por moléculas iguales.

( ) Propiedad de algunos elementos químicos de formar sustancias simples diferentes.

( ) Sistema material constituido por una sola fase.

( ) Moléculas formadas por átomos de la misma especie.

( ) Sistema homogéneo formado por dos o más sustancias.

( ) Sistema material constituido por dos o más fases.

( ) Unidades químicas fundamentales a partir de las cuales se forman las distintas sustancias.

2) Considerando un sistema material formado por: 12 g de clavos de hierro, 74 g de agua azucarada y 55 g de arena, indique:

a) ¿A qué clase de sistema corresponde y por qué?: ....

....

b) ¿Cuál es la sustancia simple que lo constituye?. ....

Justifique: ....

c) ¿Cuáles son las sustancias compuestas que lo forman?: ....

....

Justifique: ....

d) ¿Cuál es su composición centesimal?:

....

....

....

....

....

....

....

Respuesta: ....

e) Con los datos de la composición centesimal hallada, confeccione un gráfico circular:

f) Anote la interpretación del gráfico confeccionado: ....

....

....

....

....

....

....

ACTIVIDADES DE PROFUNDIZACIÓN

EL TITANIO

Actualmente ha adquirido especial importancia el metal **titanio**. Sus diversas aplicaciones industriales justifican un mejor conocimiento de sus características. Por este motivo, le invitamos a efectuar la siguiente actividad de profundización.

Objetivos:

- Identificar las principales características y aplicaciones del titanio.
- Realizar un resumen en forma correcta.

Procedimiento:

1) Lea atentamente el artículo **Los multiusos del valioso titanio**, de Daniel Lauría, publicado en la **Sección Ciencia y Técnica** del diario **Clarín**, en 1990 (Adaptado por el autor).
2) Busque en el diccionario los vocablos cuyo significado desconoce.
3) Realice una segunda lectura reflexiva. Identifique los conceptos más importantes.
4) Trate de percibir su interrelación.
5) Transcriba los conceptos seleccionados en una secuençia sintáctica elemental.

LOS MULTIUSOS DEL VALIOSO TITANIO

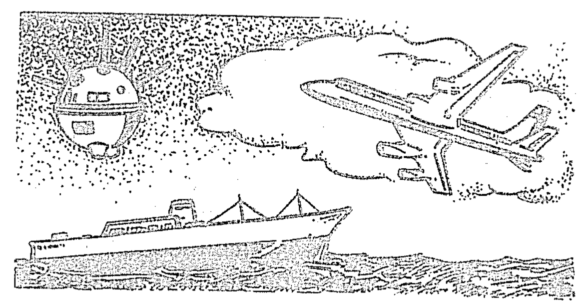
Ya superada la fiebre de la fusión fría y amortizadas las tomas de ganancia de metales espontáneamente preciosos, queda siempre presente el vasto campo de aplicaciones que ofrecen algunos de estos. Un ejemplo es el titanio, cuyo nivel de existencia lo ubica entre los más frecuentes del planeta.

Este metal y sus aleaciones son utilizados principalmente en tres grandes sectores de la industria: aeroespacial, química y energía, pero sus cualidades intrínsecas lo han convertido en un elemento casi indispensable en muchos otros campos y a ello contribuyó el avance logrado en las técnicas de obtención y posterior elaboración del elemento. Es interesante por ello presentar un panorama de sus principales características y aplicaciones.

El metal en cuestión posee una densidad tal (4,5 g/ml) que a igualdad de peso ofrece casi el doble de volumen disponible frente al acero. **Posee elevadas resistencias mecánica y al calor, presentando un bajo coeficiente de dilatación térmica y un reducido módulo elástico. No es tóxico, es amagnético y es muy resistente a la corrosión y a trabajos de tipo erosivo.** La combinación de varias de estas cualidades le otorga ventajas de uso en múltiples campos. Teniendo en cuenta su bajo peso y su resistencia, por ejemplo, se lo emplea en **componentes sometidos a trabajos inerciales y centrífugos repetitivos**, como las herramientas agrícolas y de cosecha mecanizada, las máquinas textiles, empaquetadoras, etcétera.

Otras de sus características le han abierto las puertas del **sector alimentario y farmacéutico**. En este caso influyen la atoxicidad y la resistencia a la corrosión. Muestras de ello son las aplicaciones en la industria de conservas o en los sectores vitícolas y aceiteros.

En el campo médico su uso es conocido en la **cirugía ortopédica** y ya se lo está utilizando con frecuencia en **prótesis odontológicas**, en donde se busca eliminar los casos de rechazo.



Su bajo coeficiente de dilatación térmica también le garantiza aplicaciones en la construcción, sea en la restauración de edificios o monumentos antiguos o como "protector" del hierro, por deposición catódica, en estructuras de cemento armado de puentes y grandes obras, eliminando posteriores y costosas tareas de mantenimiento.

La química, por su parte, conoce el empleo del titanio desde hace tiempo, y entre las aplicaciones más recientes, figuran las de orientación ecológica. A ello contribuye su **resistencia a la corrosión y su atoxicidad, factores de gran valor a la hora de construir equipamiento para tratar desechos altamente contaminantes.**

En lo que hace al sector de los transportes, la industria naval lo utiliza ampliamente y un ejemplo son las bombas antiincendio, que, al trabajar con agua marina, deben poseer una alta resistencia a la agresividad salina. El transporte terrestre también está empleando titanio, no sólo para reducir el peso final (ahorro en el consumo) sino también por su reducido valor del módulo elástico, que lo convierte en ideal para ser incluido en la fabricación de resortes, suspensiones y barras de torsión.

LECTURA COMPLEMENTARIA

Medio ambiente

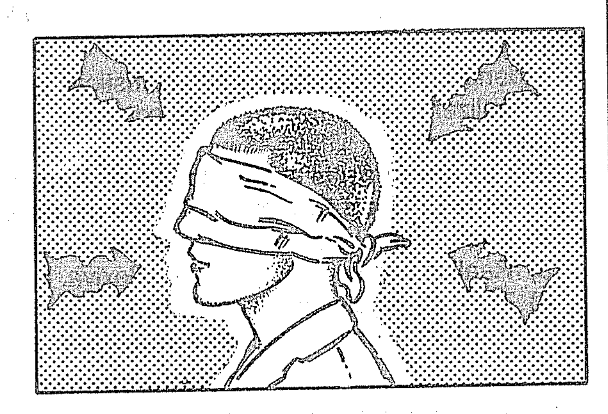
LA INTOXICACIÓN INVISIBLE

Desde hace mucho tiempo se conoce la toxicidad de diversos metales y no metales, tales como el plomo, el mercurio, el arsénico, el cadmio, el estaño, etcétera.

El **plomo** es responsable de gran número de trastornos sanguíneos, intestinales y psiconeurológicos. Se encuentra en los aditivos de las naftas, y en las baterías de los automotores y su concentración en la atmósfera, en las aguas y en los seres vivos aumenta en forma peligrosa. En la superficie de los mares actualmente existe diez veces más plomo que hace cincuenta años. En las plantas que crecen cerca de las rutas se han detectado altas concentraciones de plomo. Por esta causa, se recomienda que no se utilicen, en la alimentación humana o para forraje de animales, los vegetales que se cultivan en la proximidad de carreteras de tráfico intenso. La intoxicación con plomo produce la enfermedad llamada ***saturnismo*** y es muy frecuente en empleados de estaciones de servicio y de fábricas de baterías.

El **mercurio** es un metal que tiene acción irritante sobre la piel y mucosas y su ingestión provoca trastornos digestivos, cardiovasculares y renales. La diseminación en las aguas como producto residual de la industria química (plaguicidas) y de la papelera se ha incrementado notoriamente, produciendo la contaminación de peces que luego el hombre consume.

Los compuestos que contienen **arsénico** son capaces de producir una serie de reacciones tóxicas, algunas de ellas graves y aun mortales. Se pueden observar manifestaciones cutáneas (dermatitis), trastornos nerviosos (polineuritis), problemas hepáticos y renales y alteraciones hemáticas. En algunas zonas de nuestro país, el agua subterránea tiene un elevado contenido de arsénico, produciendo intoxicación en quienes la ingieren cotidianamente.



Otros metales, utilizados en la industria y causantes de intoxicaciones, son el **cadmio** y el **estaño.** La inhalación excesiva de cadmio provoca una fuerte irritación pulmonar, aumento de la temperatura, dolores pectorales y cefalea, mientras que un envenenamiento crónico determina alteraciones renales, hepáticas, testiculares, cardiovasculares y del sistema hematopoyético. Por su parte, el estaño es nocivo sobre todo a nivel de sus derivados alquílicos y llega a provocar edemas cerebrales y disturbios gastroentéricos.

También tienen efectos tóxicos variaciones en la concentración de metales esenciales, normalmente presentes en el organismo, como el **cinc**. La inhalación de vapores de óxido de cinc produce fiebre, tos y dolores pectorales. La acumulación de cinc en el organismo provoca alteraciones hemáticas y del sistema inmunitario.

Estos elementos –y otros no mencionados en este texto– se van acumulando paulatinamente en el organismo humano, por lo cual sus efectos son, generalmente, de repercusión tardía.

Es indispensable tomar conciencia de esta peligrosa realidad con la finalidad de adoptar conductas adecuadas para la protección del medio ambiente.

UN JUEGO:

LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Introducción

Con los conocimientos que se han adquirido sobre los elementos químicos, les proponemos un entretenimiento que los ayudará a reconocer los símbolos, las clases y las propiedades de los elementos más comunes.

Preparación del juego

Cada equipo debe:

1) Recortar 35 tarjetas, de cartulina, de aproximadamente 6 x 10 cm y escribir en cada una de ellas el nombre de cada uno de los elementos químicos que figuran en la Tabla de la página 60.

A modo de ejemplo: ALUMINIO | ARGÓN | ARSÉNICO

2) Conseguir un block de papel borrador y un lápiz o lapicera.

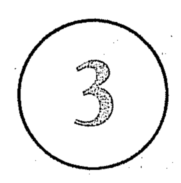
Formación de los equipos

Los alumnos del curso se dividen en equipos. Cada uno de esos equipos debe estar integrado por cuatro o más jugadores. (Esta cantidad varía de acuerdo con el número total de alumnos del curso, a fin de asegurar que todos participen.)

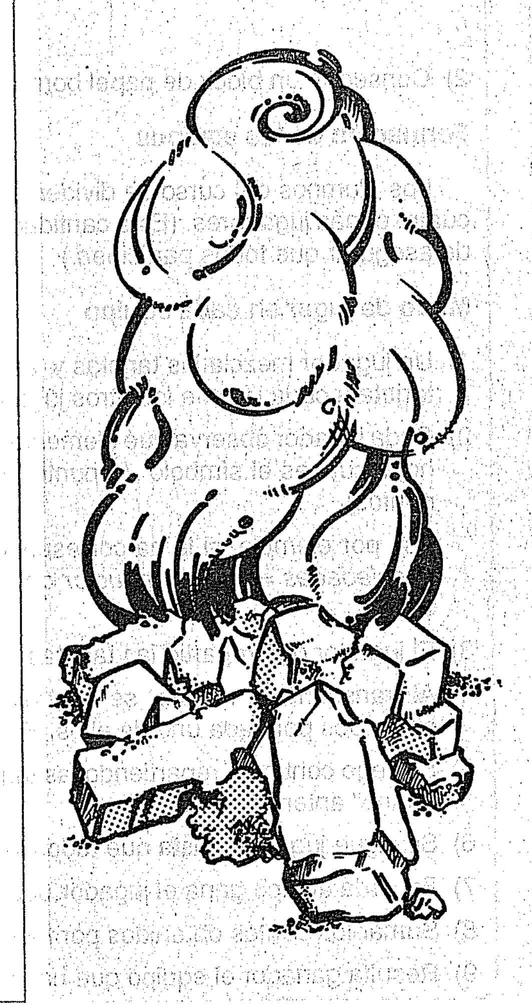
Modo de jugar en cada equipo

1) Un jugador mezcla las tarjetas y las hace "cortar" como en los juegos de naipes. Luego reparte una tarjeta a cada uno de los otros jugadores del equipo.
2) Cada jugador observa qué elemento le ha correspondido y dispone de un minuto para escribir, en una hoja, cuál es el símbolo (1 punto), la clase: metal o gas inerte (1 punto), y cuatro propiedades (4 puntos).

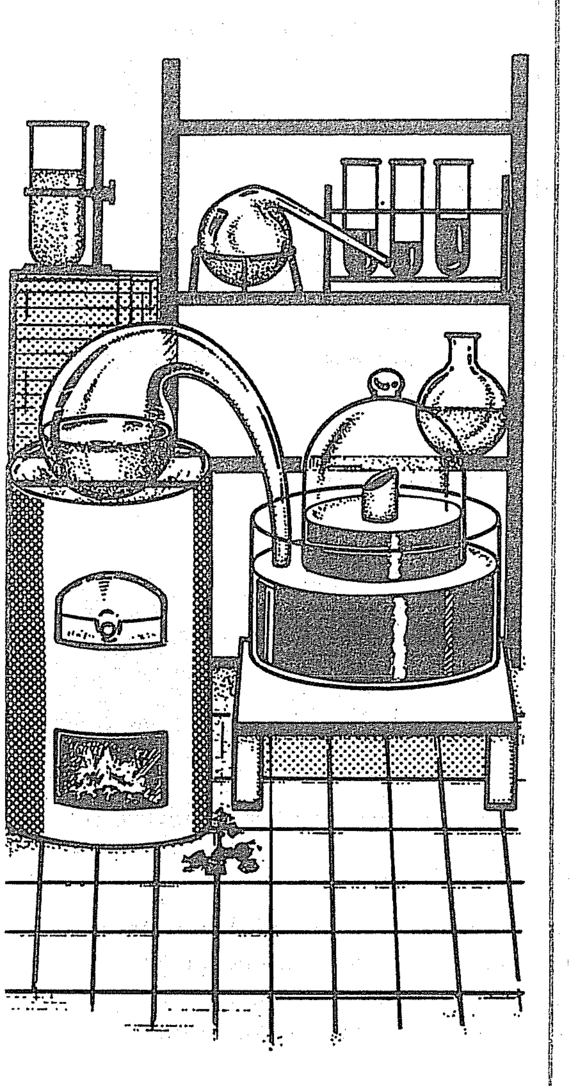
   Así, por ejemplo, si le ha correspondido el elemento sodio, anotará: *Símbolo = Na; Clase = metal; Propiedades = buen conductor del calor, sólido, buen conductor de la electricidad, forma un óxido básico.*
3) El jugador que repartió las tarjetas controla el tiempo (1 minuto).
4) Al transcurrir el minuto, se controlan las anotaciones de cada jugador y se registran los puntos obtenidos por cada uno de ellos. En caso de dudas se puede consultar el libro o al Profesor/a.
5) El juego continúa, repartiendo las tarjetas el jugador que se encuentra a la derecha del que lo hizo la "mano" anterior.
6) Se sigue jugando hasta que todos los integrantes del grupo hayan repartido las tarjetas una vez.
7) En cada equipo gana el jugador que haya obtenido más puntos.
8) Sumar los puntos obtenidos por todos los integrantes de cada equipo.
9) Resulta ganador el equipo que haya logrado mayor puntaje.



LEYES Y TEORÍAS FUNDAMENTALES DE QUÍMICA



Eje conceptual



Al estudiar las reacciones químicas se encontraron relaciones muy precisas que se denominan leyes fundamentales de la Química. Entre éstas se encuentran las leyes gravimétricas: ley de la conservación de la masa, ley de las proporciones definidas, ley de las proporciones múltiples y ley de las proporciones equivalentes.

En la misma época, ***Dalton*** *propuso la teoría atómica, que pretende generalizar dichas leyes, y* ***Gay Lussac****, luego de múltiples experiencias con gases, formuló las leyes volumétricas, conocidas como leyes de las combinaciones gaseosas.*

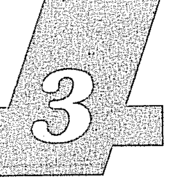
En razón de plantearse una contradicción entre la teoría de ***Dalton*** *y las experiencias de* ***Gay Lussac,*** *Avogadro introdujo el concepto de molécula, a través de su hipótesis molecular, que permitió resolver esa contradicción. Así se llega a establecer la teoría atómico-molecular, actualmente aceptada.*

De acuerdo con esta teoría, es posible dar un concepto más claro de átomo y de molécula, a la vez que resulta importante establecer cómo se representan dichas partículas. Además, es útil conocer las masas de los átomos y las moléculas pero, debido a su pequeñez extrema, conviene utilizar la unidad de cantidad de sustancia conocida con el nombre de mol, basada en el número de Avogadro. En el caso de los gases, es más apropiado conocer el volumen que ocupa un mol de moléculas (volumen molar).

Reconocidos estos conceptos, es posible comprender el procedimiento para determinar la fórmula molecular de una sustancia desconocida.

OBJETIVOS

1. Explicar las leyes y teorías fundamentales de la Química.
2. Enunciar los postulados básicos de la teoría atómico-molecular.
3. Identificar los conceptos de masa atómica y molecular, mol y volumen molar.
4. Determinar la fórmula mínima y molecular de una sustancia.



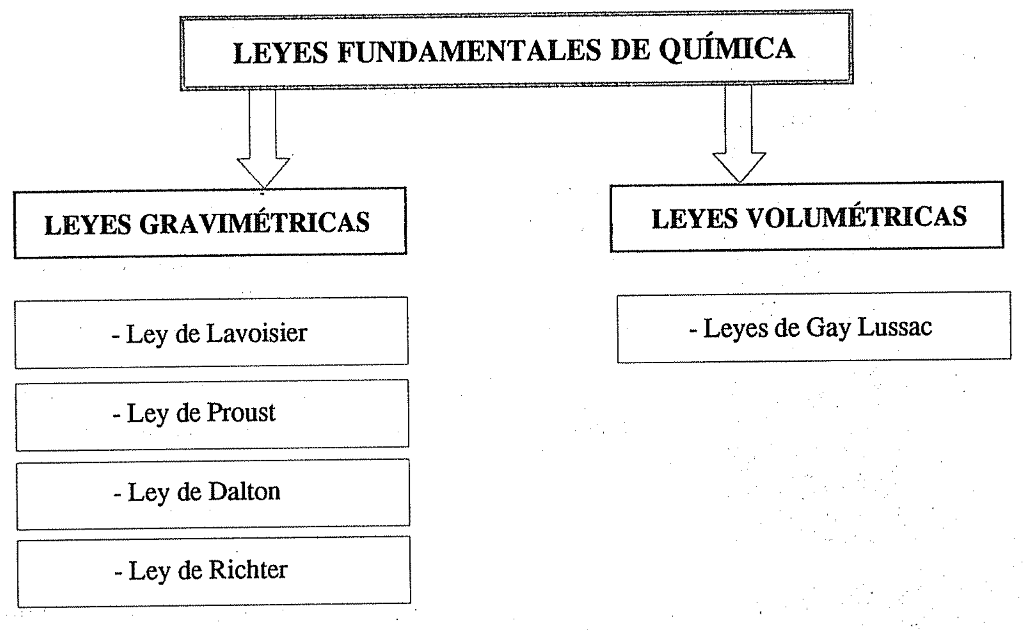
Leyes fundamentales de la Química

Durante los siglos XVIII y XIX, en su afán por conocer e interpretar la Naturaleza, los científicos estudiaron intensamente las reacciones químicas mediante la realización de numerosos experimentos.

Estos estudios permitieron hallar relaciones muy precisas entre las masas de las sustancias sólidas o entre los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química. Las relaciones encontradas se conocen con el nombre de **leyes fundamentales de la Química.**

Entre estas leyes fundamentales, hay algunas que establecen las relaciones entre masas, llamadas **leyes gravimétricas** y otras que relacionan volúmenes, denominadas **leyes volumétricas.**

Las principales leyes gravimétricas son: la ley de la conservación de la materia, de Lavoisier; la ley de las proporciones definidas, de Proust; la ley de las proporciones múltiples, de Dalton; y la ley de las proporciones equivalentes, de Richter. Entre las leyes volumétricas se destacan las leyes de las combinaciones gaseosas, de Gay Lussac.

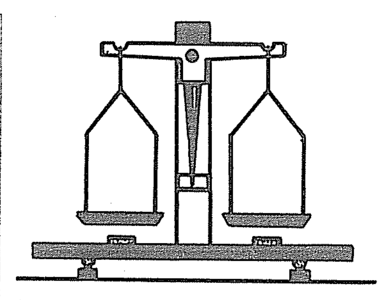


1. LEYES GRAVIMÉTRICAS

1.1. Ley de la conservación de la masa (Lavoisier)

La materia sufre diferentes y variados cambios: un trozo de hielo funde, transformándose en agua líquida; una hoja de papel se quema, desprendiendo gas y dejando cenizas; una cucharadita de azúcar se disuelve en agua, formando una solución, etcétera, pero, en las distintas transformaciones: ¿hay pérdida o ganancia de materia?

Esta pregunta provocó no pocas discusiones entre los científicos, hasta que **Antoine L. Lavoisier** (1743-1794) pudo demostrar que la cantidad de materia (masa) permanece constante, cualquiera sea la transformación física o química que ocurra. Para ello introdujo el uso de la balanza en las investigaciones químicas y utilizó un recipiente cerrado para aislar al sistema del ambiente, evitando así que ingresen o salgan sustancias que pueden falsear los resultados.



La utilización de la balanza por parte de Lavoisier fue fundamental para el avance de la Química.



Instalación de Lavoisier para el famoso experimento sobre conservación de la masa.



Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794).
Químico francés a quien se lo considera el fundador de la Química moderna.

Una de sus experiencias más destacadas fue la siguiente: introdujo una cantidad de mercurio en un recipiente, lo cerró herméticamente y lo pesó. Luego calentó dicho recipiente en un horno durante doce días. Al retirarlo, observó la formación de un polvo rojizo de óxido mercúrico. Esto indicaba que se había producido una combinación química; sin embargo, al pesarlo nuevamente, comprobó que la masa era la misma a pesar de los cambios ocurridos.

A fines del siglo próximo pasado, el químico alemán **Hans Landolt**, por medio de cuidadosas experiencias, verificó los resultados de Lavoisier.

Las conclusiones de estos experimentos, se denominan **Ley de la conservación de la masa** que puede enunciarse así:

> En todo sistema material aislado, la masa permanece constante, independientemente de las transformaciones físicas o químicas que se produzcan en el mismo.

> "En la Naturaleza no se pierde ni se crea nada: todo se transforma".
> A. Lavoisier (1777).

16	g	de	oxígeno
		+	
2	g	de	hidrógeno
18	g	de	agua

Como consecuencia de esta ley podemos deducir, a modo de ejemplo de transformación física, que si se dispone de 1 kg de hielo, al calentarlo se transforma en agua líquida, pero su masa sigue siendo de 1 kg, siempre que no se le agregue o quite agua.

En el caso de transformaciones químicas se puede inferir que si dos gramos de hidrógeno se combinan con 16 gramos de oxígeno, en un recipiente cerrado, se forman 18 gramos de agua, o sea, que la masa permanece constante a pesar del cambio operado. Esto se puede expresar así:

2 g de H + 16 g de O = 18 g de H_2O o también:

$m_H + m_O = m_{H_2O}$, donde: m_H = masa de hidrógeno

m_O = masa de oxígeno y m_{H_2O} = masa de agua

En general, en toda reacción química la suma de las masas de las sustancias iniciales (antes de la reacción) es igual a la suma de las masas de las sustancias finales (después de la reacción), lo cual puede expresarse del siguiente modo:

$\Sigma m_i = \Sigma m_f$

Σ= suma
m_i= masas iniciales
m_f= masas finales

Corolario:

Corolario
Proposición que no necesita prueba particular, sino que se deduce de lo demostrado anteriormente.

Como todo sistema material está constituido por elementos químicos, como corolario de la Ley de Lavoisier se enuncia la **ley de la conservación de los elementos químicos:**

En todo sistema material aislado, la masa de cada elemento no varía, independientemente de las transformaciones físicas y/o químicas que se producen.

1.2. Ecuación de la equivalencia (Einstein)

De acuerdo con la ley de Lavoisier, la masa permanece constante aunque experimente transformaciones físicas o químicas. Sin embargo, **Albert Einstein**, en 1905, enunció el principio de la equivalencia entre la masa y la energía, según el cual la masa puede transformarse en energía y viceversa, es decir, que masa y energía son interconvertibles.

Dicho principio se expresa del siguiente modo:

La energía que se libera al destruirse totalmente la masa, es igual al producto de dicha masa por el cuadrado de la velocidad de la luz.

Su expresión matemática, conocida como **ecuación de la equivalencia de Einstein**, es:

$E = m.c^2$ E= energía; m=masa; c= velocidad de la luz

También puede exponerse de la siguiente forma:

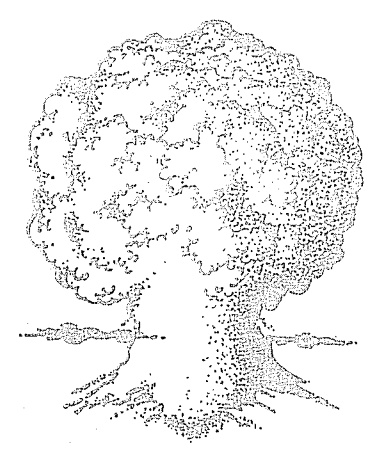
$\Delta E = \Delta m . c^2$ donde Δ = variación

Entonces $\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$

Esto indica que cuando se destruye una porción de masa se libera una determinada cantidad de energía.

La ecuación de Einstein pudo comprobarse en las reacciones nucleares (radiactividad, bomba atómica, etcétera) en las cuales se desprenden grandes cantidades de energía y en consecuencia la disminución de la masa es significativa. En estas reacciones no hay conservación de la masa, pero la suma de la masa y de la energía sí se mantiene constante.

En las reacciones químicas, las variaciones de la energía son relativamente pequeñas, por lo cual los cambios en la masa no se detectan con las balanzas comunes, de modo que la ley de Lavoisier conserva su validez.



En las reacciones nucleares, la disminución de la masa adquiere valores ponderables con las balanzas de laboratorio.

Combinación
Reacción química en que dos sustancias se unen entre sí para formar una nueva sustancia.

2. LEYES DE LAS COMBINACIONES DE LOS ELEMENTOS

Durante el siglo XVIII y comienzos del siglo XIX, varios científicos efectuaron múltiples experiencias que los llevaron a descubrir importantes relaciones entre las masas de los elementos que se combinan químicamente. Esas relaciones se conocen bajo la denominación de **leyes de las combinaciones de los elementos**, resultando las más importantes las leyes descubiertas por Proust, Dalton y Richter.

2.1. Ley de las proporciones definidas (Proust)

El químico francés **Louis J. Proust** (1754-1824) estudió atentamente las relaciones entre las masas de los elementos que se combinan para formar una determinada sustancia compuesta, llegando a establecer que lo hacen en proporciones definidas y constantes.

Así, en el caso de la formación del óxido de magnesio, se observó que:

a) 16 g de oxígeno se combinan con 12 g de magnesio.
b) 32 g de oxígeno se combinan con 24 g de magnesio.
c) 8 g de oxígeno se combinan con 6 g de magnesio.



Louis-Joseph Proust (1754-1826).
Químico francés que estableció la ley de proporciones definidas.

Entonces:

$$\frac{m_O}{m_{Mg}} = \frac{16\,g}{12\,g} = \frac{32\,g}{24\,g} = \frac{8\,g}{6\,g} = \ldots\ldots = \frac{4}{3}$$

(m_O = masa de oxígeno; m_{Mg} = masa de magnesio)



El flash usado en fotografía encierra un alambre de Mg en una atmósfera de oxígeno. Al pasar la electricidad, el magnesio se calienta y oxida, produciendo una luminosidad intensa.

Como puede observarse, la relación entre las masas de oxígeno y magnesio es constante $\left(\text{igual a } \frac{4}{3}\right)$. Esto indica que cuatro partes de oxígeno se combinan con tres partes de magnesio al formar óxido de magnesio. Por lo tanto, si se hacen reaccionar 4 g de oxígeno con 6 g de magnesio, se forman 7 g de óxido de magnesio y quedan 3 g de magnesio sin reaccionar, es decir, que el exceso de uno de los componentes no entra en la reacción.

Para cada compuesto existe una relación determinada de masas. Así, entre el hidrógeno y el oxígeno, para formar agua, tenemos $\frac{m_H}{m_O} = \frac{1}{8}$; entre el carbono y el oxígeno para producir dióxido de carbono, es $\frac{m_C}{m_O} = \frac{3}{8}$

La existencia de esta relación constante permitió a Proust, en 1806, enunciar la **ley de las proporciones definidas:**

> La *relación* entre las masas de los elementos que forman una sustancia compuesta es *constante*.

Generalizando, se puede expresar matemáticamente del siguiente modo:

$$\frac{m_A}{m_B} = k$$

m_A = masa del elemento A
m_B = masa del elemento B
k = constante

> El sulfato de calcio es el principal componente del yeso.

Esta ley también se aplica en el caso de sustancias compuestas formadas por más de dos elementos (sulfato de calcio = $CaSO_4$; bicarbonato de sodio= $NaHCO_3$; ácido sulfúrico= $H_2\,SO_4$).

2.2. Ley de las proporciones múltiples (Dalton)

Existen elementos químicos que en ciertas condiciones tienen la propiedad de unirse entre sí formando dos o más sustancias compuestas diferentes, como en los casos de:

-Hidrógeno y oxígeno, que pueden formar agua o agua oxigenada.

-Yodo y mercurio, que pueden originar yoduro mercurioso o yoduro mercúrico.

-Azufre y oxígeno, que pueden producir monóxido de azufre, dióxido de azufre o trióxido de azufre.

El químico inglés John Dalton efectuó diversos experimentos sobre estos compuestos obteniendo conclusiones de gran importancia.

En el caso del agua, verificó que 16 gramos de oxígeno se combinan con 2 gramos de hidrógeno, luego:

$$\frac{m'_H}{m'_O} = \frac{2\,g}{16\,g} = \frac{1}{8} \qquad \begin{array}{l} m'_H = \text{masa de hidrógeno} \\ m'_O = \text{masa de oxígeno} \end{array}$$

En el agua oxigenada, determinó que 32 g de oxígeno se unen con 2 g de hidrógeno, entonces:

$$\frac{m'_H}{m''_O} = \frac{2\,g}{32\,g} = \frac{1}{16}$$

Comparando ambas relaciones se observa que las masas de hidrógeno son iguales (1=1), mientras que las masas de oxígeno se encuentran entre sí en una relación de números enteros y pequeños:

$$\frac{m'_O}{m''_O} = \frac{8}{16} = \frac{1}{2}$$

Un resultado similar se obtiene en las combinaciones del yodo con el mercurio. Así, en el yoduro mercurioso tenemos:

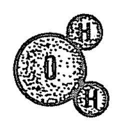
$$\frac{m'_I}{m'_{Hg}} = \frac{38,8\ g}{61,2\ g} \qquad \begin{array}{l} m'_I = \text{masa de yodo} \\ m'_{Hg} = \text{masa de mercurio} \end{array}$$

mientras que en el yoduro mercúrico, la relación es

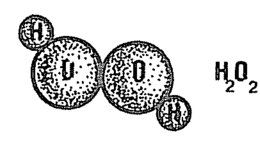
$$\frac{m'_I}{m''_{Hg}} = \frac{38{,}8\,g}{30{,}6\,g} \qquad \begin{array}{l} m'_I = \text{masa de yodo} \\ m''_{Hg} = \text{masa de mercurio} \end{array}$$

Al comparar ambas relaciones se observa que mientras la masa de yodo es constante (38,8 g), las masas de mercurio en los dos compuestos guardan entre sí una relación de números enteros y pequeños:

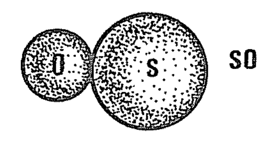
$$\frac{m'_{Hg}}{m''_{Hg}} = \frac{61{,}2\,g}{30{,}6\,g} = \frac{2}{1}$$



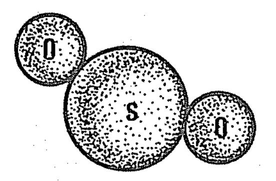
Molécula de agua



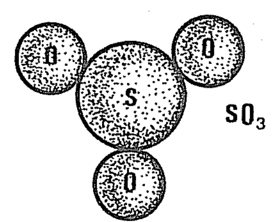
Molécula de agua oxigenada.



Molécula de monóxido de azufre.

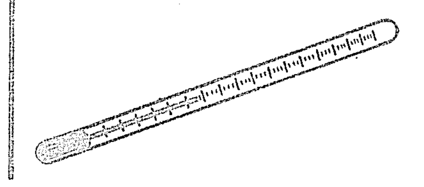


Molécula de dióxido de azufre.



Molécula de trióxido de azufre.

El **mercurio** es el único metal líquido a 20°C y se usa en los termómetros porque se dilata uniformemente con la variación de la temperatura.



La obtención de resultados semejantes en los diferentes casos analizados, permitió a Dalton, en 1807, enunciar la **ley de las proporciones múltiples:**

> Cuando dos elementos se combinan para formar varias sustancias compuestas, mientras la masa de uno de los elementos permanece constante en dichas sustancias, las masas del otro elemento guardan entre sí una relación de números enteros y pequeños.

Matemáticamente se puede expresar así:

$$\frac{m'_A}{m''_A} = \frac{p}{q}$$

m'_A = masa del elemento A en un compuesto
m''_A = masa del elemento A en otro compuesto
p y q = números enteros y pequeños

2.3. Ley de las proporciones equivalentes (Richter)



El **óxido de calcio** se conoce con el nombre de "cal viva" y es utilizado en albañilería.

J. B. Richter (1761-1807) fue un químico alemán que estudió experimentalmente las proporciones en que se combinan los elementos químicos, llegando a enunciar una de las leyes fundamentales de la química, llamada ley de las proporciones equivalentes.

Para comprender esta ley comenzaremos por un ejemplo que facilite su interpretación.

Se observa que:

a) En el óxido de calcio: **40 g de calcio** se combinan con **16 g de oxígeno.**

b) En el monóxido de dicloro: **71 g de cloro** también se combinan con **16 g de oxígeno.**

c) **40 g de calcio** se combinan con **71 g de cloro** para formar cloruro de calcio.

De esta observación se deduce que las masas de calcio (40 g) y de cloro (71 g) que se combinan con la misma masa de oxígeno (16 g), son iguales a las masas que se combinan entre sí para formar cloruro de calcio (40 g de calcio con 71 g de cloro).

> El **cloruro de calcio**, por su afinidad con el agua, actúa como un poderoso deshidratante.

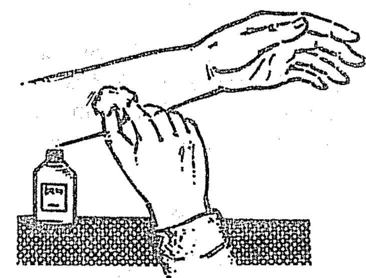
En general, si se dispone de tres elementos A, B y C que pueden formar tres compuestos AB, BC y AC, las masas de A y de C que se combinan con una misma masa de B, son iguales a las masas con que se combinan entre sí para producir AC.

En el caso de dos elementos que forman más de un compuesto, como se ha visto al considerar la Ley de Dalton, puede ser necesario multiplicar la masa de uno de los elementos por un múltiplo o un submúltiplo.

Al respecto, analicemos el siguiente cuadro:

SUSTANCIAS	HIDRÓGENO (g)	OXÍGENO (g)	CARBONO (g)
Metano	1	-	3
Dióxido de carbono	-	8	3
Agua	1	8	-
Agua oxigenada	1	8.2	-

En el metano y en el dióxido de carbono, 1 g de hidrógeno y 8 g de oxígeno se combinan, respectivamente, con 3 g de carbono. Luego, en el agua se combinan 1 g de hidrógeno con 8 g de oxígeno, pero en el agua oxigenada dicha masa de oxígeno debe multiplicarse por dos.



El **agua oxigenada**, por su poder oxidante, se emplea para decolorar diversas fibras (algodón, lana, seda) y el cabello. También como antiséptico en heridas.

Entonces, la **ley de las proporciones equivalentes**, puede enunciarse así:

> Las masas con que se combinan dos elementos con una misma masa de un tercer elemento, son equivalentes a las masas con que se combinan entre sí o bien sus múltiplos o submúltiplos.

La importancia de esta ley reside en el hecho de que permite establecer en qué proporción se combinan las masas de dos elementos (A y B) antes de obtener el compuesto que forman. Si se conoce la proporción en que se combina A con un elemento C y B con dicho elemento C, se sabe la relación en que se combina A con B.

2.3.1. Equivalente gramo de un elemento en un compuesto determinado.

De acuerdo con la ley de Richter, es útil comparar las masas con que se combinan los diferentes elementos con una masa fija de un elemento elegido como patrón.

En razón de la facilidad con que se combina con la mayoría de los elementos, se ha escogido como elemento patrón al oxígeno, aunque algunos investigadores prefieren al hidrógeno.

Así, se ha elaborado el concepto de **equivalente gramo**, que puede expresarse de este modo:

> Equivalente gramo de un elemento en un compuesto determinado, es la masa de dicho elemento que se combina con 8 g de oxígeno o con 1 g de hidrógeno.



El **trióxido de azufre** reacciona con el agua formando ácido sulfúrico, que es el ácido más importante de la industria química.



El **dióxido de azufre** es usado para destruir microorganismos que producen fermentaciones no deseadas en la elaboración del azúcar de caña y en el vino.

El óxido de calcio se forma por la combinación de 40 g de calcio con 16 g de oxígeno. Luego, para conocer el equivalente gramo del calcio en el óxido de calcio es necesario establecer cuántos gramos de calcio se combinan con 8 gramos de oxígeno:

$$16\text{ g de O} \text{ ——— } 40\text{ g de Ca}$$

$$8\text{ g de O} \text{ ——— } x = \frac{8\text{ g} \times 40\text{ g}}{16\text{ g}} = 20\text{ g de Ca}$$

R= Equivalente gramo del calcio en el óxido de calcio = 20 g.

El trióxido de azufre resulta de la combinación de 32 g de azufre con 48 g de oxígeno; luego, el equivalente gramo del azufre en dicho compuesto es:

$$48\text{ g de O} \text{ ——— } 32\text{ g de S}$$

$$8\text{ g de O} \text{ ——— } x = \frac{8\text{ g} \times 32\text{ g}}{48\text{ g}} = 5{,}33\text{ g de S}$$

R= Equivalente gramo del azufre en el trióxido de azufre = 5,33 g.

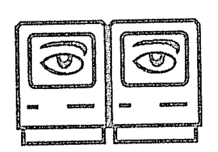
En el dióxido de azufre, 32 g de oxígeno se unen a 32 g de azufre; por lo tanto, el equivalente gramo del azufre es:

$$32\text{ g de O} \text{ ——— } 32\text{ g de S}$$

$$8\text{ g de O} \text{ ——— } x = 8\text{ g de S}$$

R= Equivalente gramo del azufre en el dióxido de azufre = 8 g.

Como se observa en el caso del azufre, cuando un elemento forma más de un compuesto con el oxígeno, tiene tantos equivalentes gramos como óxidos origina.



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Lea atentamente el listado de **leyes** de la izquierda y coloque en el paréntesis la letra de la derecha (A o B) que le corresponde:

Leyes:

( ) Ley de las proporciones definidas.

( ) Ley de las proporciones equivalentes.

( ) Ley de las combinaciones gaseosas.

( ) Ley de la conservación de la masa.

( ) Ley de las proporciones múltiples.

A. Leyes gravimétricas.

B. Leyes volumétricas.

2) Juzgue las siguientes afirmaciones. Cuando las considere correctas encierre con un círculo la "V"; en caso contrario, marque de igual modo la "F".

- En toda reacción química hay aumento de la masa. V F
- Einstein estableció la relación entre la masa y la energía. V F
- En las reacciones nucleares hay disminución evidente de la masa. V F
- La ecuación de Einstein es $E = 1 . c^2$ V F
- La ley de Richter establece la relación entre las masas de los elementos que forman un compuesto. V F
- El H y el O sólo pueden formar una sustancia: el agua. V F
- El equivalente gramo es la masa de un elemento que se combina con 8 g de hidrógeno. V F
- Lavoisier introdujo el uso de la balanza en el laboratorio. V F
- La ley de las proporciones definidas fue enunciada por Proust. V F
- La ley de Proust sólo se aplica en las sustancias compuestas por dos elementos. V F

3) Teniendo en cuenta las siguientes leyes:

1. Ley de la conservación de la masa
2. Ley de las proporciones definidas
3. Ley de las proporciones múltiples
4. Ley de las proporciones equivalentes

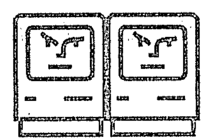
busque el enunciado que corresponde a cada ley y coloque en el paréntesis el número correspondiente:

( ) • Cuando dos elementos se combinan para formar varias sustancias compuestas, mientras la masa de uno de los elementos permanece constante en dichas sustancias, las masas del otro elemento guardan entre sí una relación de números enteros y pequeños.

( ) • La relación entre las masas de los elementos que forman una sustancia compuesta es constante.

( ) • Las masas con que se combinan dos elementos con una misma masa de un tercer elemento, son equivalentes a las masas con que se combinan entre sí o bien sus múltiplos o submúltiplos.

( ) • En todo sistema material aislado, la masa de cada elemento no varía, independientemente de las transformaciones físicas y/o químicas que se producen.



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes preguntas, reflexione y luego responda:

a) ¿Qué se entiende por sistema material aislado?: ....

....

....

....

b) ¿Por qué la ley de la conservación de los elementos químicos es un corolario de la ley de Lavoisier?: ....

....

....

c) ¿Por qué el principio de la equivalencia de Einstein puede comprobarse en las reacciones nucleares?: ....

....

....

d) ¿Qué establece la ley de las proporciones definidas?: ....

....

....

e) ¿En qué casos se aplica la ley de Dalton?: ....

....

....

f) ¿Cuál es la importancia de la ley de Richter?: ....

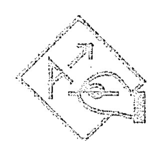
....

....

....

g) ¿Cuáles son los elementos elegidos como patrones para calcular el equivalente gramo de un elemento en un determinado compuesto?: ....

....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Sabiendo que 56 g de hierro se combinan con 16 g de azufre para formar 72 g de sulfuro de hierro:

I. Calcule:

a) ¿Cuál es la relación entre las masas de los elementos que se combinan?:

b) ¿Cuántos gramos de azufre se combinan con 100 g de hierro?:

R.:= ....

c) ¿Cuántos gramos de hierro se necesitan para formar 500 gramos de sulfuro de hierro?

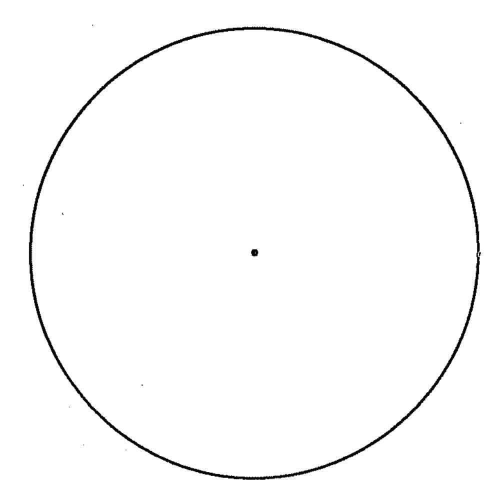
R.:= ....

d) ¿Cuál es la composición centesimal del compuesto?:

R.:= ....

II. De acuerdo con la composición centesimal hallada:

a) Confeccione un gráfico circular:



b) Interprete el gráfico confeccionado: ....

....

2) El análisis de dos muestras de un mismo compuesto dio el siguiente resultado:

Muestra	**Masa (g)**		
	Compuesto	**Azufre**	**Oxígeno**
I	6,0	4,0	2,0
II	96,0	64,0	32,0

a) Verifique si se cumple la ley de Proust:

b) Calcule cuántos gramos de compuesto se obtienen con 50 g de azufre:

R.:= ....

c) Calcule el equivalente gramo del azufre en el compuesto:

R.:= ....

3) El azufre y el cobre forman dos compuestos:

Compuesto	Masa (g)	
	Azufre	**Cobre**
A	12,6	25,4
B	12,6	50,8

a) Verifique si se cumple la ley de Dalton:

b) Calcule la masa de cobre que se combina con 10 g de azufre en el compuesto B:

R.:= ....

c) Calcule el equivalente gramo del cobre en el compuesto A:

R.:= ....

4) Teniendo en cuenta los siguientes datos:

Compuesto A { 8 g S; 8 g O }   Compuesto B { 8 g S; 6 g Mg }   Compuesto C { 8 g O; 6 g Mg }

a) Indique si se cumple la ley de Richter. Justifique: ....

....

b) Calcule la masa de magnesio que es necesaria para obtener 100 g del compuesto B:

R.:= ....

c) Calcule la composición centesimal del compuesto C:

R.:= ....

5) El análisis de varias muestras arrojó los siguientes resultados:

Muestra	Masa en g	
	Oxígeno	Manganeso
A	5,0	8,5
B	15,0	37,5
C	3,0	7,5
D	15,0	25,5

a) Verifique cuáles corresponden a un mismo compuesto:

R.:= ....

6) Al analizar dos compuestos se obtuvieron los siguientes resultados:

Compuesto I { O = 16 g; H = 2 g }   Compuesto II { Cl = 35,5 g; H = 1 g }

a) Calcule en qué relación se combinan entre sí el oxígeno y el cloro:

R.:= ....

b) Averigüe qué masa de cloro se combina con 100 g de oxígeno:

R.:= ....

7) Sabiendo que 4 g de Hg se combinan con 2,6 g de I: ¿Cuál de estos elementos se encuentra en exceso si se combinan 40 g de Hg con 7,8 g de I? (Justifique su respuesta):

8) Dos compuestos oxigenados del azufre presentan la siguiente composición:

Compuesto A $\begin{cases} O = 50\ g \\ S = 50\ g \end{cases}$ Compuesto B $\begin{cases} O = 40\ g \\ S = 60\ g \end{cases}$

a) Verifique si se cumple la ley de Dalton:

b) Calcule qué cantidad de cada compuesto se obtiene si se hacen reaccionar 250 g de azufre en cada caso:

R.:= ....

c) Calcule el equivalente gramo del azufre en los dos compuestos:

R.:= ....

LECTURA COMPLEMENTARIA

LAVOISIER Y LA ACCION DEL OXÍGENO

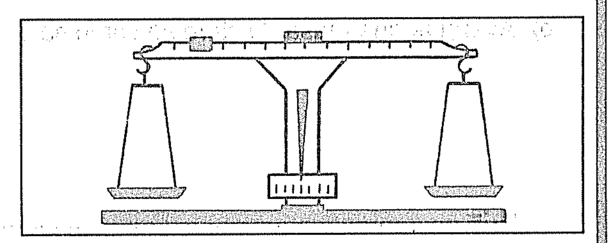
Cuando se quema un cuerpo, por ejemplo un trozo de madera, las cenizas pesan menos que la sustancia original. Los antiguos suponían que con la combustión el cuerpo perdía un elemento indivisible denominado "flogisto" y que a partir de ese momento la sustancia, privada de ese ingrediente, ya no podía arder.

Si se reflexiona bien se comprueba que los estudiosos antiguos tomaban a los elementos por un compuesto y a los compuestos por un elemento. Por ejemplo, al arder el magnesio ellos supondrían que lo que nosotros consideramos que es el "elemento" magnesio incluía flogisto, y era por lo tanto un compuesto; y que una vez que había ardido, lo que nosotros consideramos óxido de magnesio era una sustancia simple, pues su flogisto se había evaporado en el aire.

Es excesivo quizá decir que **Lavoisier** descubrió el oxígeno. Antes que él, conocieron su existencia **Scheele** y **Priestley**, aunque no entrevieron claramente su papel en la combustión. Pero lo extraordinario de Lavoisier es que planeó su obra desde el principio.

Introdujo el uso sistemático de la balanza, definió la materia como algo que pesa, y en definitiva creó la química moderna porque ésta nunca hubiera progresado sin volverse cuantitativa.

En primer lugar, **Lavoisier** demostró, mediante la balanza, que cuando un cuerpo se quema incorpora algún elemento del aire, porque el producto final es más pesado que antes de la combustión, si se conservan los gases que habitualmente se disipan en el aire. Luego combinó estaño con oxígeno y mostró que la masa total, es decir, el peso del óxido de estaño más el aire residual, no cambiaba. En 1777 realizó su experiencia más célebre: la de oxidar el mercurio. Al calentar una retorta llena de aire, éste se dilataba y burbujeaba, en un tubo con algunos gramos de mercurio. Se formaba así óxido de mercurio rojo. Al cabo de 12 días la reacción se había detenido



a pesar de quedar aún mercurio sin oxidar por una parte, y de sobrar "aire" en la retorta, por la otra. **Lavoisier** dedujo inmediatamente las consecuencias: el aire debía componerse de un gas activo y de un gas inerte: hoy sabemos efectivamente que el aire es una mezcla de una parte de oxígeno y cuatro partes de nitrógeno.

Una vez analizado el aire, razonando por analogía asimiló el calor animal a una combustión. Esto lo llevó a pensar en la respiración como en una asimilación de oxígeno; y aunque no le dio el nombre ni pudo identificarla químicamente en la práctica, descubrió la hemoglobina, que toma el oxígeno en los pulmones y lo lleva a los tejidos "para que allí se efectúe la combustión" como Lavoisier mismo lo dice explícitamente. Todo esto lo llevó a medir las cantidades de calor que se desprendían y por eso también **Lavoisier** se transformó en padre de la calorimetría. También enunció la ley de conservación de la masa. Lavoisier era de familia acomodada y recibió una formación científica. Desde muy joven publicó memorias y obtuvo premios. Se ocupó de los temas más diversos, a veces vinculados a sus funciones, escribiendo por ejemplo obras sobre la recaudación de impuestos. Fue decapitado (casi por accidente, pues no se ocupaba de cuestiones políticas) a los 50 años de edad. No se puede dejar de pensar en lo que quizá hubiera descubierto si hubiese sobrevivido. Lo cierto es que trazó el plan que luego seguiría **Pasteur**, con respecto a las relaciones entre los organismos y la atmósfera.

Fuente: *Tecnirama*. Editorial Codex S. A.
Buenos Aires
Adaptado por el autor.

Para interpretar la Naturaleza, los científicos proponen representaciones lo más aproximadas posibles a la realidad, que suelen denominarse **modelos**.

Estos modelos se elaboran a partir de los resultados de la experimentación y su validez se prueba por medio de nuevos experimentos: si explican correctamente el comportamiento de la materia siguen en vigencia; de lo contrario son modificados o reemplazados por otros nuevos.

Por medio de los modelos se trata de explicar hechos o fenómenos que no se pueden observar directamente, tales como la estructura atómica, la naturaleza de la luz, la electricidad, etcétera. Los modelos que se han elaborado son numerosos, pudiendo citarse como referencia la teoría atómica, la teoría cinética molecular, el modelo atómico de Bohr, la teoría ondulatoria de la luz, los diagramas moleculares, las fórmulas químicas, la constitución del ADN, etcétera, etcétera.

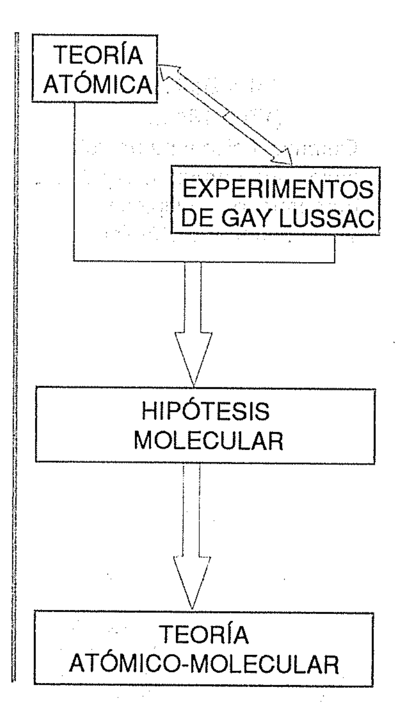
1. ¿CÓMO SE LLEGA A LA TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR?

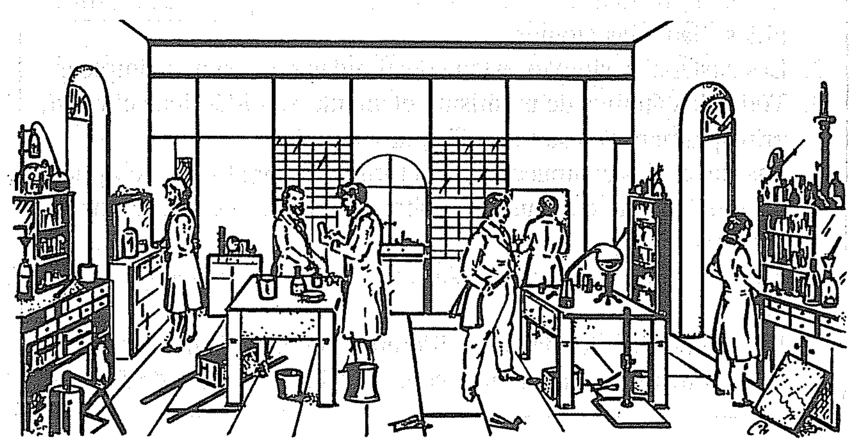
Las ideas o modelos sobre la naturaleza de la materia se supone que se originaron en Grecia hace cerca de 2.500 años, aunque es probable que dichas ideas hayan sido tomadas de pensadores de la India.

Algunos filósofos griegos, como consecuencia de razonamientos lógicos, llegaron a la conclusión de que la materia es discontinua y que está constituida por pequeñísimas partículas materiales en continuo movimiento, que denominaron **átomos**.

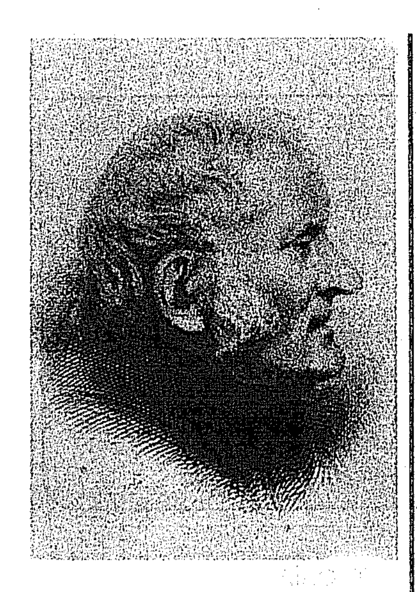
Estas ideas fueron retomadas por el químico inglés **John Dalton**, hacia 1800 y como resultado de sus observaciones y experimentos, elaboró la **teoría atómica de la materia**, que rápidamente se difundió y fue aceptada.

En la misma época, el físico y químico francés **Joseph Gay Lussac**, investigando las combinaciones de gases simples, pudo establecer las **leyes de las combinaciones gaseosas**.





Laboratorio de Química hacia 1830



John Dalton
(1766-1844).
Químico, físico y naturalista inglés que formuló la ley de las proporciones múltiples y elaboró la teoría atómica.

Los resultados obtenidos experimentalmente por Gay Lussac mostraban un evidente error en la teoría atómica de Dalton, lo cual derivó en una áspera polémica entre ambos sabios. La dificultad pudo superarse cuando el químico italiano **Amedeo Avogadro**, en 1817, formuló la **hipótesis molecular**, según la cual la materia está formada por partículas pequeñísimas, constituidas por uno o más átomos, que denominó **moléculas**.

De este modo, como resultado de un gran número de experimentos y el aporte de muchos científicos, se ha elaborado la **teoría atómico-molecular**, que permite comprender la naturaleza de la materia.

Esta teoría es aceptada mientras explique tanto las observaciones cualitativas como las cuantitativas sobre la materia y su modo de comportarse. En caso contrario, deberá modificarse o desecharse por otra más acorde con los hechos experimentales. Este es el modo de proceder que caracteriza a la Ciencia.

Para comprender mejor la teoría atómico-molecular, en las páginas siguientes se exponen los principales hechos que llevaron a la formulación de la mencionada teoría.

1.1. Teoría atómica de Dalton

El físico y químico inglés **John Dalton** (1766-1844) se propuso explicar los hechos experimentales conocidos en su época, tales como las leyes de la conservación de la masa y de las proporciones definidas.

Para ello incoporó a la Química el concepto filosófico de que la materia es discontinua, y está constituida por minúsculas partículas indestructibles denominadas átomos. A partir de allí, desarrolló un conjunto de hipótesis que fueron publicadas en 1808 y que se conocen como **teoría atómica de Dalton**.

Las conclusiones de Dalton pueden resumirse en los siguientes postulados:

1. La materia está formada por partículas muy pequeñas e indestructibles, llamadas átomos.
2. Las sustancias simples están constituidas por átomos simples.
3. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, principalmente en su masa, forma y tamaño.
4. Las sustancias compuestas están formadas por átomos compuestos que resultan de la unión de átomos simples de elementos diferentes.
5. Toda reacción química consiste en una unión o separación de átomos.
6. Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos.

TEORÍA DE DALTON

Átomos simples

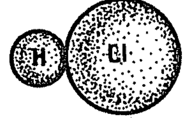
H

Hidrógeno

Cl

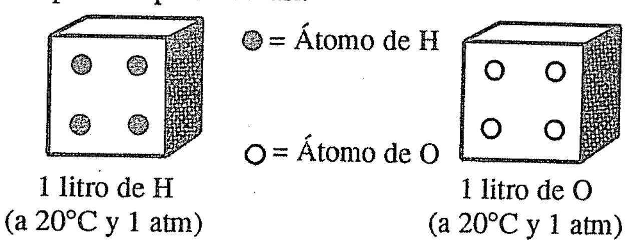
Cloro

Átomo compuesto

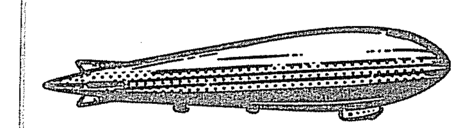


Cloruro de hidrógeno

De acuerdo con este último postulado, si en un litro de hidrógeno, a 20°C y una atmósfera de presión, hubiere cuatro átomos, en un litro de oxígeno, a la misma temperatura y presión, también habría cuatro átomos. Esto se puede representar así:



Basado en su teoría atómica, Dalton pudo predecir la ley de las proporciones múltiples, que aún no se había descubierto.





El **hidrógeno** es el gas más liviano que se conoce, lo cual permite usarlo en los dirigibles.

1.2. Experiencias de Gay Lussac

Leyes de las combinaciones gaseosas

Las características propias de las gases hacen que resulte más práctico operar con sus volúmenes y no con las masas, como ocurre en el caso de sustancias sólidas.

En la consideración de volúmenes gaseosos debe tenerse en cuenta que éstos varían según la temperatura y la presión a las que se encuentren.

El físico y químico francés **Joseph Gay Lussac** (1778-1850) experimentó con gases en las mismas condiciones de presión y temperatura. Al estudiar las relaciones entre los volúmenes de gases simples (hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, cloro) que se combinan para formar diferentes sustancias compuestas, también en estado gaseoso, obtuvo resultados tales como:

a) 1 L de cloro + 1 L de hidrógeno —> 2 L de cloruro de hidrógeno.

b) 1 L de oxígeno + 2 L de hidrógeno —> 2 L de vapor de agua.

c) 1 L de nitrógeno + 3 L de hidrógeno —> 2 L de amoníaco.

El análisis minucioso de estos datos, llevó a Gay Lussac a establecer las denominadas **leyes de las combinaciones gaseosas**:

1.	Cuando dos gases se combinan, lo hacen en relaciones sencillas de volúmenes.

(La expresión **relación sencilla** se refiere a números pequeños y enteros.)

Gases

Al aumentar la temperatura de un gas, se incrementa el volumen, y al disminuir la temperatura, ocurre lo contrario.
Al incrementar la presión de un gas, se reduce el volumen, y al disminuir la presión, aumenta el volumen.

SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (SI)

Unidad de volumen:
- Metro cúbico (m^3)

Submúltiplos:
- Decímetro cúbico (dm^3)
- Centímetro cúbico (cm^3)
- Milímetro cúbico (mm^3)

Unidad SIMELA no SI
- Litro (L ó l)

Submúltiplos:
- Decilitro (dl)
- Centilitro (cl)
- Mililitro (ml)

(1 ml equivale a 1 cm^3)

En los ejemplos anteriores se puede ver que en:

a) la relación entre cloro e hidrógeno es de 1 L con 1 L (1/1).

b) la relación entre oxígeno e hidrógeno es de 1 L con 2 L (1/2).

c) la relación entre nitrógeno e hidrógeno es de 1 L con 3 L (1/3).

Esto indica que las relaciones entre los volúmenes de los gases que se combinan son sencillas, como lo establece la ley 1.

2. Entre el volumen de cualquiera de los gases reaccionantes y el volumen del gas resultante, existe una relación sencilla.

El **amoníaco** es un gas incoloro, de olor penetrante e irritante y muy soluble en agua.

Así, en el ejemplo a) la relación entre el volumen de cloro y el de cloruro de hidrógeno es de 1 L con 2 L (1/2), siendo igual en el caso del hidrógeno (1/2).

En el ejemplo b), la relación entre el oxígeno y el vapor de agua es de 1 a 2, mientras que entre el hidrógeno y el vapor de agua es de 2 a 2.

Finalmente, en el caso c), la relación entre el volumen de nitrógeno y el de amoníaco es de 1 a 2; siendo de 3 a 2 entre el hidrógeno y el amoníaco.

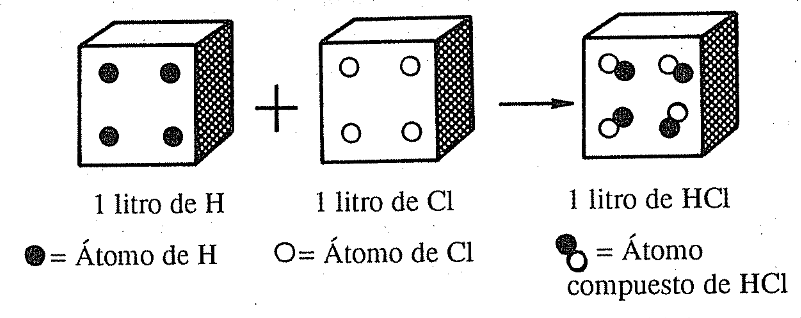


J. Louis Gay Lussac (1778-1850).
Físico y químico francés que efectuó importantes investigaciones sobre el comportamiento de los gases.

El **cloro** es un gas verde amarillento, más denso que el aire, de olor irritante y venenoso.

1.3. Contradicciones entre la teoría de Dalton y las experiencias de Gay Lussac

Aplicando, en forma gráfica, la teoría de Dalton en el caso de la formación del cloruro de hidrógeno, a partir de cloro e hidrógeno, resultaría:

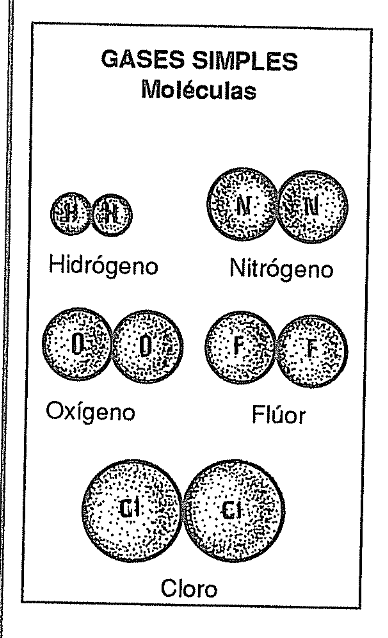


Esto indica que a partir de 1 litro de cloro y 1 litro de hidrógeno se obtiene 1 litro de cloruro de hidrógeno, lo cual no concuerda con el experimento de Gay Lussac, donde se obtuvieron 2 litros.

Esta contradicción entre la teoría y la realidad, llevó a un áspero enfrentamiento entre las ideas de Dalton y las de Gay Lussac. Esta polémica pudo superarse cuando el químico italiano Avogadro formuló la hipótesis de que la materia está constituida por pequeñas partículas que denominó moléculas, formadas, a su vez, por uno o más átomos.

1.4. Hipótesis molecular de Avogadro

Amedeo Avogadro (1776-1856) sostuvo que la partícula más pequeña de una sustancia que puede existir libre y que presenta todas las propiedades de aquélla es la **molécula**, la cual puede estar formada por uno, dos o más átomos.



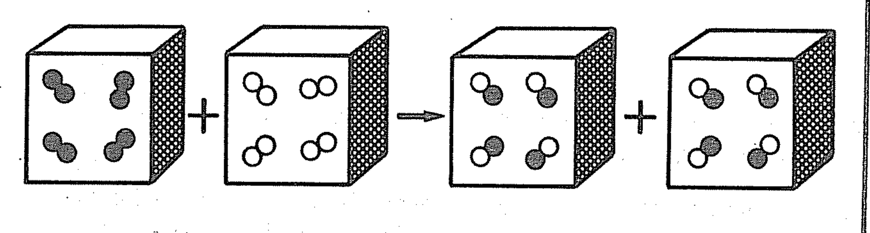
En el caso de los gases simples (hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor y cloro) dedujo que sus moléculas están compuestas por dos átomos iguales, es decir, que son biatómicas. Esto puede representarse así: H_2, N_2, O_2, F_2 y Cl_2.

En cuanto a las moléculas de las sustancias compuestas están constituidas, por lo menos, por dos átomos diferentes, como el agua (H_2O), el dióxido de carbono (CO_2), etcétera.

En 1811, Avogadro, publica su **hipótesis molecular**, actualmente considerada como un principio:

> **Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas.**

Al aplicar esta hipótesis al caso antes considerado de la formación del cloruro de hidrógeno (HCl), gráficamente se tiene:



1 litro de H_2 1 litro de Cl_2 2 litros de HCl

= Molécula de H O= Molécula de Cl = Molécula de HCl

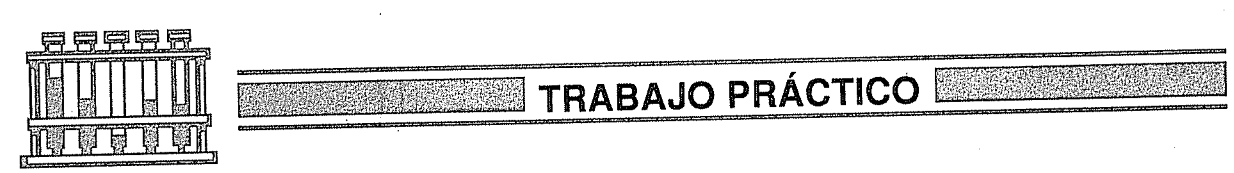
El **cloruro de hidrógeno** es un gas que al disolverse en agua adquiere propiedades ácidas, denominándose ácido clorhídrico. En el comercio se conoce con el nombre de ácido muriático.

Como se observa, teóricamente se deduce que se forman 2 litros de cloruro de hidrógeno, lo cual concuerda con el resultado de la experiencia de Gay Lussac. Esta concordancia entre la teoría y los hechos experimentales confieren validez a la propuesta de Avogadro.

1.5. Teoría Atómico-Molecular

Las ideas hasta ahora expuestas permiten resumir la **teoría atómico-molecular** en los siguientes postulados básicos:

1. La materia está constituida por partículas pequeñísimas y móviles denominadas **moléculas**, las que, a su vez, pueden estar formadas por uno o más átomos.
2. Las sustancias simples están constituidas por moléculas formadas por uno o más átomos de la misma especie.
3. Las sustancias compuestas están constituidas por moléculas formadas por dos o más átomos de especies diferentes.
4. Todas las moléculas de una misma sustancia compuesta están constituidas por igual cantidad y especie de átomos.
5. Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen igual número de moléculas.



EXPERIENCIAS DE GAY LUSSAC E HIPÓTESIS DE AVOGADRO

Objetivos:

- Verificar cómo la hipótesis de Avogadro explica adecuadamente las experiencias de Gay Lussac.
- Construir modelos moleculares.

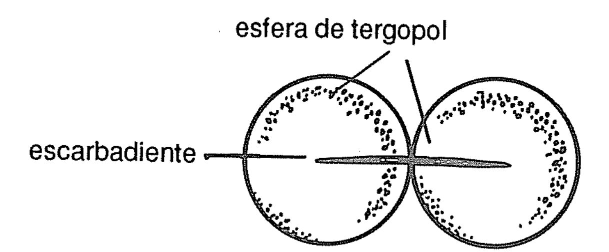
Introducción:

Para comprender algunos conceptos, resulta apropiado utilizar modelos que representen ciertos hechos o fenómenos que no pueden ser observados directamente.

Así, dado que no se puede ver un átomo o una molécula, es necesario hacer representaciones sencillas de los mismos. Lógicamente, dichas representaciones adolecen de deficiencias, pues no son la realidad que pretenden representar, pero resultan útiles para comprender algunos fenómenos.

En este caso, se representan los átomos por medio de esferas de tergopol. Las más pequeñas de estas esferas se usan para el hidrógeno y en orden creciente de tamaño para nitrógeno, oxígeno y cloro, respectivamente. (De ese modo guardan cierta relación con las masas de los átomos de dichos elementos.) Para diferenciar las esferas se pueden escribir los símbolos de los elementos que representan o pintar de un color diferente cada elemento.

Las moléculas resultan de unir a dichos "átomos" por medio de escarbadientes.



Materiales:

- 48 esferas de tergopol de aproximadamente 1 cm de diámetro para H.
- 8 esferas de tergopol de aproximadamente 3 cm de diámetro para N.
- 8 esferas de tergopol de aproximadamente 3,5 cm de diámetro para O.
- 8 esferas de tergopol de aproximadamente 5 cm de diámetro para Cl.
- 4 cajas de cartón iguales, de zapatos o similares.
- 40 escarbadientes puntiagudos.
- 1 fibra para escribir el símbolo correspondiente en cada esfera o pinturas para colorearlas.

Actividades:

1) A. Construya el modelo correspondiente a 4 moléculas biatómicas de cloro y de hidrógeno, respectivamente. (Unir las esferas con escarbadientes.)

- Coloque en una caja las moléculas de Cl_2 y en otra las de H_2.

- Analice las siguientes cuestiones y responda:

a) Compare los volúmenes de las cajas: ¿son iguales o diferentes?:

....

b) ¿Las condiciones de temperatura y presión en ambas cajas, son iguales o diferentes?:

....

c) ¿Estas condiciones son similares a las que cuidó Gay Lussac en sus experiencias?:

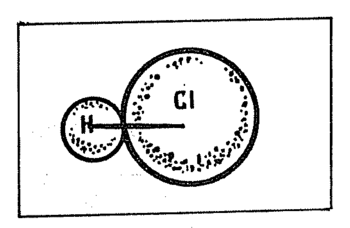
....

¿Por qué?:..

....

1) B. Cuando se ponen en contacto el Cl con el H se combinan formando gas cloruro de hidrógeno (HCl), cuyas moléculas están constituidas por un átomo de hidrógeno y otro de cloro.

a) Represente las moléculas de HCl que resultan con las moléculas de H y de Cl preparadas en el inciso anterior. (Unir las esferas con escarbadientes.)



Modelo molécula HCl

b) De acuerdo con la hipótesis de Avogadro, ubique las moléculas de HCl en cajas. (Cada caja corresponde a un volumen.)

¿Cuántos volúmenes ocupan las moléculas?: ....

c) Complete lo siguiente:

1 volumen de .... + 1 .... de H_2 ——> ... volúmenes de HCl

d) ¿Estos resultados concuerdan con las experiencias de Gay Lussac?: ....

¿Por qué?: ....

2) Teniendo en cuenta que el H se combina con el O para formar agua (H_2O):

a) Construya el modelo correspondiente a 8 moléculas de H_2 y 4 moléculas de O_2 y coloque en 3 cajas (4 moléculas de una misma especie en cada caja).

b) Represente las moléculas de H_2O que se forman con las moléculas de H_2 y O_2 antes preparadas.

Modelo molécula H_2O

c) Ubique las moléculas representadas en diferentes cajas, según lo establecido por la hipótesis de Avogadro.

¿Cuántos volúmenes ocupan las moléculas?: ....

d) Complete la siguiente ecuación referida a volúmenes de los gases reaccionantes (H_2 y O_2) y el gas resultante (H_2O):

... volúmenes de H_2 + ... de O_2 ——> ....de H_2O

e) ¿Los resultados obtenidos concuerdan con las experiencias de Gay Lussac? Justifique: ....

....

....

3) Sabiendo que el gas nitrógeno (N_2) se combina con el gas hidrógeno (H_2) para formar amoníaco (NH_3):

a) Represente con modelos la reacción entre el N_2 y el H_2 de modo similar a lo realizado en los incisos anteriores. (Utilice 4 moléculas de N_2 y la cantidad necesaria de moléculas de H_2).

b) ¿Cuál es la relación entre los volúmenes de los gases reaccionantes?:

....

....

c) ¿Cuántos volúmenes de amoníaco se forman?: ....

....

d) Escriba la relación entre volúmenes observada:

.... + ... ——————> ....

e) ¿Hay concordancia entre este resultado y las experiencias de Gay Lussac? Justifique: ....

....

Conclusiones:

— ¿La hipótesis de Avogadro explica correctamente las experiencias de Gay Lussac? Justifique: ....

....

....

2. ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

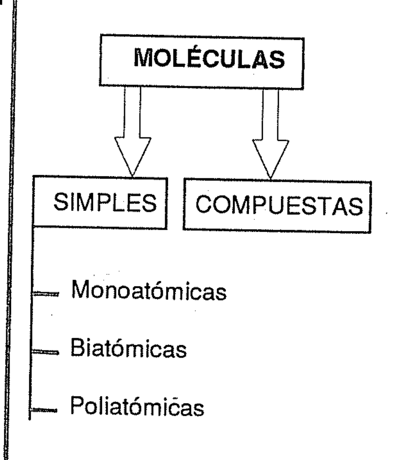
Luego de comprender la teoría atómico-molecular de la materia es posible precisar los conceptos de átomo y molécula.

> *Átomo* es la menor porción de materia capaz de combinarse para formar moléculas.

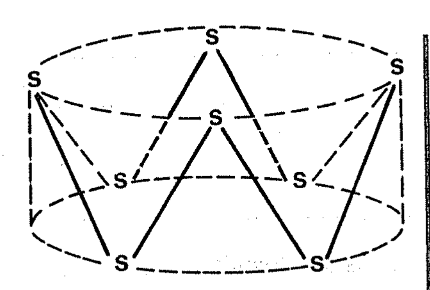
> *Molécula* es la menor partícula de una sustancia, formada por átomos, que puede existir libre y presenta todas las propiedades de dicha sustancia.

Las moléculas se pueden clasificar en:

1) **Simples**: cuando están constituidas por átomos iguales. Estas moléculas simples, a su vez, se pueden dividir en:
   a) **Monoatómicas**: en los casos en que están formadas por un solo átomo, como en los metales y en los gases inertes.
   b) **Biatómicas**: cuando las constituyen dos átomos, como en los gases simples (H_2, N_2, O_2, F_2 y Cl_2).
   c) **Poliatómicas**: si están constituidas por más de dos átomos, como P_4, S_8, etcétera.
2) **Compuestas**: en aquellos casos en que están formadas por átomos diferentes, como por ejemplo: H_2O (agua), NaCl (cloruro de sodio), CaO (óxido de calcio), CO_2 (dióxido de carbono).



En el análisis de las moléculas también es conveniente precisar el concepto de **atomicidad**.



En las moléculas de azufre los átomos se disponen en zig-zag formando un anillo octoatómico.

Atomicidad es el número de átomos que contiene la molécula de una sustancia.

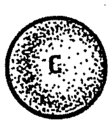
Así, por ejemplo, la atomicidad del azufre (S_8) es igual a ocho; en el caso del agua, constituida por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno, su atomicidad es de tres (triatómica).

2.1. ¿Cómo se representan los átomos y las moléculas?

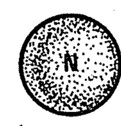
- Los átomos se pueden representar por medio de esferas cuyo diámetro se asemeja al tamaño relativo de ellos. Así, por ejemplo:



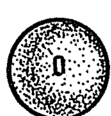
Átomo de hidrógeno



Átomo de carbono

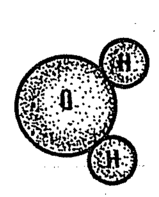


Átomo de nitrógeno

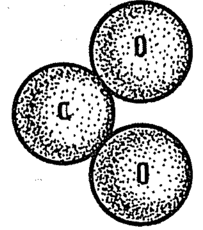


Átomo de oxígeno

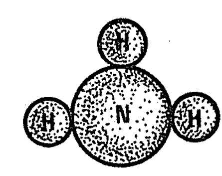
- La representación de las moléculas se puede efectuar a través de los **diagramas moleculares**, tales como:



Molécula de agua (1 átomo de oxígeno y 2 de hidrógeno)



Molécula de dióxido de carbono (1 átomo de carbono y 2 de oxígeno)



Molécula de amoníaco (1 átomo de nitrógeno y 3 de hidrógeno)

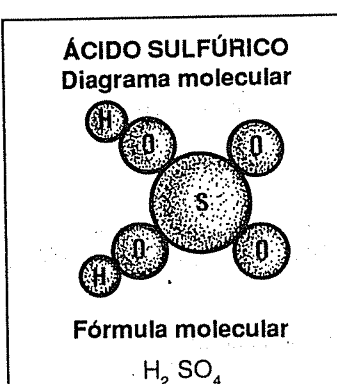
En estos diagramas se aprecia la clase de átomos que forman la molécula, la cantidad de cada uno de ellos y su tamaño relativo.

- Habitualmente, los átomos se representan por medio de sus respectivos símbolos: átomo de hidrógeno = H; átomo de carbono = C; átomo de nitrógeno = N; átomo de oxígeno = O.

- En el caso de las moléculas, la forma más usada para su representación es la **fórmula molecular**. Así, los ejemplos antes mencionados, se expresan del siguiente modo:

H_2O	CO_2	NH_3
Molécula de agua	Molécula de dióxido de carbono	Molécula de amoníaco

ÁCIDO SULFÚRICO
Diagrama molecular



Fórmula molecular

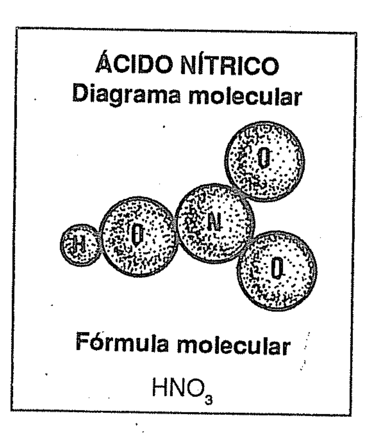
H_2SO_4

La fórmula molecular está formada por:

- **Símbolos** que indican la clase de átomos que forman la molécula.
- **Subíndice**, que es el número que indica la cantidad de átomos de cada clase que constituyen la molécula. Cuando hay un solo átomo no se escribe el número 1.

En consecuencia:

> La *fórmula molecular* es una forma abreviada de representar las moléculas de las sustancias simples y compuestas.



2.2. Masas de átomos y moléculas

Una de las características de los sistemas materiales es la de tener masa; por lo tanto, las partículas que los constituyen, átomos y moléculas, están dotados de masa.

Ahora bien, debido a la extrema pequeñez de dichas partículas resulta sumamente difícil establecer los valores absolutos de sus masas.

En las siguientes consideraciones veremos cómo se ha resuelto esta situación.

2.2.1. Masa atómica

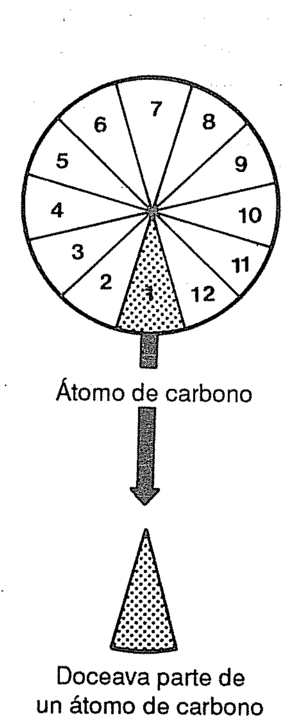
La cantidad de materia que constituye un átomo se denomina **masa atómica** y se representa con la letra A.

Como los átomos tienen masas muy pequeñas resulta inapropiado expresar sus valores en gramos, por lo cual los científicos han elegido otra unidad para determinar la masa de un átomo. Dicha unidad se llama **unidad de masa atómica** (u.m.a.) y equivale a la doceava parte de la masa del átomo de carbono. Esto significa que, si a un átomo de carbono se lo divide en 12 partes, cada una de éstas tiene una masa igual a una u.m.a.

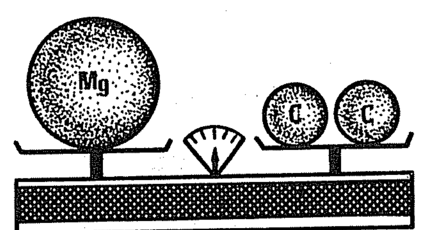
$$\text{u.m.a.} = \frac{\text{masa del átomo de C}}{12}$$

Para hallar la masa atómica de un átomo de cualquier elemento, se compara la masa de dicho átomo con la u.m.a. Así, un átomo de hidrógeno tiene una masa doce veces menor que la del átomo de carbono, o sea igual a 1 u.m.a., entonces su masa atómica (A) es igual a 1.

En el caso de un átomo de magnesio tiene una masa igual al doble que la masa del átomo de carbono; por lo tanto, su A es igual a 24.



Doceava parte de un átomo de carbono = 1 u.m.a.



De este modo, comparando las masas de los átomos de los diferentes elementos químicos con la unidad de masa atómica (u.m.a.), se han podido establecer los correspondientes valores de masa atómica de dichos elementos. Algunos de ellos se expresan a continuación:

Elemento químico	H	C	N	O	Na	Al	S	Cl	Fe	Zn
Masa atómica aproximada	1	12	14	16	23	27	32	35,5	56	65

2.2.2. Masa molecular

La masa de una molécula es igual a la suma de las masas de los átomos que la constituyen y se denomina **masa molecular**, representándose con la letra M.

Entonces: $M = \sum A$ — M = masa molecular; $\sum$ = suma; A = masa atómica.

Las moléculas de elevada masa molecular se denominan **macromoléculas** (proteínas, ácidos nucleicos, celulosa, caucho, nailon, polietileno, etcétera).

A modo de ejemplo:

a) La molécula de hierro (Fe) es monoatómica, luego su masa molecular es igual a su masa atómica: M=A=56.

b) Cada molécula de oxígeno (O_2) es biatómica, entonces su masa molecular es igual a 2. A(O), es decir: M = 2.16 = 32.

c) La molécula de agua (H_2O) está formada por dos átomos de hidrógeno (H) y uno de oxígeno (O), por lo tanto se deben sumar las masas atómicas de todos los átomos, a saber: M = 2.A(H) + 1.A(O) = 2.1 + 1.16 = 18.

d) En el caso del ácido nítrico (HNO_3), se debe proceder así: M = 1.A(H) + 1.A(N) + 3.A(O) = 1.1. + 1.14 + 3.16 = 63.

Teniendo en cuenta que la masa molecular es igual a la suma de las masas atómicas y que éstas resultan de compararlas con la unidad de masa atómica, se puede establecer que:

La *masa molecular* es un número que indica la cantidad de unidades de masa atómica que forman la molécula.

Aclaración:

Se han utilizado las denominaciones masa atómica y masa molecular en lugar de las tradicionales de peso atómico y peso molecular, para seguir las recomendaciones de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

3. UNIDAD DE CANTIDAD DE SUSTANCIA: EL MOL

En el trabajo diario de laboratorio resulta imposible separar un átomo o una molécula para estudiar su comportamiento, debido a su extraordinaria pequeñez. Los investigadores, para resolver este problema, han buscado una cantidad de sustancia que contenga un número conocido de moléculas o átomos y que sea fácil de pesar o medir.

En muchas actividades se utilizan unidades tales como: docena (12 unidades), centena (100 unidades), millar (1.000 unidades), etcétera. En el caso de las partículas elementales (moléculas, átomos, iones, electrones) que constituyen la materia, caracterizadas por su pequeñez, fue necesario recurrir a una unidad que reuniera una cantidad mucho mayor de dichas partículas y que fuese fácil de determinar. Así surgió el **mol**, que puede definirse del siguiente modo:

> *Mol* es la cantidad de sustancia que contiene exactamente $6{,}02.10^{23}$ partículas elementales.

> **SIMELA**
> Unidad fundamental de cantidad de sustancia = mol (símbolo = mol).

El número $6{,}02.10^{23}$ es una forma abreviada de expresar seiscientos dos mil trillones; el exponente 23 indica el número de lugares que debe correrse la coma hacia la derecha y entonces dicho número escrito en la forma corriente sería: 602 000 000 000 000 000 000 000 (Seiscientos dos mil trillones).

Esta forma de expresar cantidades se denomina notación científica. Así, para escribir 1 003 000 000 000 se abrevia del siguiente modo: $1{,}003.10^{12}$ y en el caso del número 100 000 000 se escribe 1.10^{8}.

Este sistema también es usado para indicar cantidades muy pequeñas pero con exponente negativo. Así, 3.10^{-5} significa 0,000 03, es decir, que el exponente $^{-5}$ indica que debe correrse la coma cinco lugares hacia la izquierda; $0{,}25.10^{-7}$ es la expresión que corresponde a 0,000 000 025.

> **Mol de moléculas**
> Es la cantidad de una sustancia que contiene $6{,}02.10^{23}$ moléculas.

La expresión **"partículas elementales"** puede referirse a **moléculas, átomos, iones, electrones**, etc., debiendo especificarse en cada caso de qué se trata. Así, un mol de moléculas se refiere a $6{,}02.10^{23}$ moléculas; un mol de átomos a $6{,}02.10^{23}$ átomos, un mol de iones a $6{,}02.10^{23}$ iones, etcétera.

El número $6{,}02.10^{23}$ se denomina **número de Avogadro** (N_A) por ser dicho investigador quien procedió a calcularlo.

El uso de este número no es producto del azar o de la arbitrariedad, sino que resulta sumamente práctico para calcular la masa de un mol, como se verá a continuación.

3.1. Masa de un mol de moléculas

La masa de un mol de moléculas de una sustancia es igual a la masa molecular de dicha sustancia expresada en gramos.

Así, la masa molecular del agua es 18; luego, la masa de un mol de moléculas de agua es igual a 18 g. Es decir que 18 g de agua tienen $6{,}02.10^{23}$ moléculas.

La masa molecular del oxígeno es 32, entonces un mol de moléculas de oxígeno tiene una masa de 32 g; en otras palabras: $6{,}02.10^{23}$ moléculas de oxígeno tienen una masa de 32 gramos.

De modo similar se puede deducir que 63 gramos es la masa de un mol de moléculas de ácido nítrico, porque su masa molecular es de 63.

MOL

↓

$6{,}02.10^{23}$ moléculas

↓ ↓ ↓

HCl	CO_2	NH_3
36.5 g	44 g	17 g

3.2. Masa en gramos de una molécula

Al conocer la masa de un mol de moléculas, resulta fácil calcular la masa de una molécula. Así, en el caso del agua, si $6{,}02.10^{23}$ moléculas tienen una masa de 18 g, la masa de una molécula de agua será:

$$6{,}02 \,.\, 10^{23} \text{ moléculas} \;\text{———}\; 18\,\text{g}\,H_2O$$

$$1 \text{ molécula} \;\text{———}\; x = \frac{1 \text{ moléc. x } 18\,\text{g}}{6{,}02 \,.\, 10^{23} \text{ moléc.}} =$$

$$x = 2{,}99 \,.\, 10^{-23} \text{ gramos.}$$

Asimismo, como un mol de moléculas de oxígeno es igual a 32 gramos:

$$6{,}02 \,.\, 10^{23} \text{ moléculas} \;\text{———}\; 32\,\text{g}\,O_2$$

$$1 \text{ molécula} \;\text{———}\; x = \frac{1 \text{ moléc. x } 32\,\text{g}}{6{,}02 \,.\, 10^{23} \text{ moléc.}} =$$

$$x = 5{,}32 \,.\, 10^{-23} \text{ g.}$$

La molécula más pequeña es la de hidrógeno, cuya masa es de $0{,}33.10^{-23}$ g

3.3. Masa de un mol de átomos

La masa de un mol de átomos de una sustancia simple es igual a su masa atómica expresada en gramos.

Así, como el A del carbono es 12, la masa de un mol de átomos de C será igual a 12 g, o sea, que en 12 g de carbono hay $6{,}02.10^{23}$ átomos. Del mismo modo se puede deducir que $6{,}02.10^{23}$ átomos de oxígeno tienen una masa de 16 g (mol de átomos de oxígeno).

3.4. Volumen molar

A partir de la hipótesis de Avogadro se puede deducir el volumen que ocupa un mol de moléculas de un gas en condiciones normales de temperatura y presión.

Como los gases no tienen volumen propio y éste se puede modificar variando la presión y/o la temperatura, los científicos han acordado como "condiciones normales" (CNTP) a la temperatura de 0°C y la presión de 1 013,3 hectopascales (hPa).

Experimentalmente se ha determinado que 1 litro de nitrógeno en CNTP pesa 1,25 gramos. A partir de este dato podemos calcular qué volumen en CNTP ocupa un mol de moléculas de nitrógeno cuya masa es de 28 gramos:

$$1,25\ g \text{———} 1\ L$$

$$28\ g \text{———} x = \frac{28\ g \times 1\ L}{1,25\ g} = 22,4\ L$$

En el caso del hidrógeno se ha establecido que 2 litros del mismo en CNTP tienen una masa de 0,17856 gramos. Entonces, un mol de moléculas (2 g) en CNTP ocupa el siguiente volumen:

$$0,17856\ g \text{———} 2\ L$$

$$2\ g \text{———} x = \frac{2\ g \times 2\ L}{0,17856\ g} = 22,4\ L$$

Como sucede lo mismo con cualquier gas, se concluye que el volumen en CNTP que ocupa un mol de moléculas es de 22,4 litros.

En consecuencia, se puede dar el siguiente concepto:

> ***Volumen molar* es el volumen ocupado por un mol de moléculas de cualquier sustancia en estado gaseoso y en condiciones normales de temperatura y presión (CNTP). Su valor es de 22,4 L.**

Luego, un mol de moléculas de cualquier sustancia que se encuentre en estado gaseoso y en CNTP, tiene $6,02.10^{23}$ moléculas y ocupa un volumen de 22,4 L.

Así, un mol de moléculas de oxígeno está constituido por $6,02.10^{23}$ moléculas que tienen una masa de 32 g y ocupan un volumen de 22,4 L a 0°C de temperatura y 1 013 hPa de presión.

Asimismo, se deduce que 22,4 litros de gas cloro en CNTP corresponden a 1 mol de moléculas, o sea que contienen $6,02.10^{23}$ moléculas y tienen una masa de 71 g.

SIMELA

— Unidad de presión:
- pascal (Pa)

— Múltiplos:
- decapascal = 10 Pa
- hectopascal = 10^2 Pa
- kilopascal = 10^3 Pa

Equivalencias de unidades:

760 mm de Hg = 1 atmósfera = 1 013,3 hPa

En resumen:

1 mol de moléculas de cualquier sustancia = $6{,}02.10^{23}$ moléculas = 22,4 L (si es un gas en CNTP).

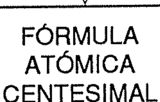
4. ¿CÓMO SE DETERMINA LA FÓRMULA MOLECULAR DE UNA SUSTANCIA?

Resulta interesante conocer de qué manera los investigadores llegan a establecer la fórmula molecular de las sustancias.

A continuación se explica uno de los modos que se utilizan para determinar dicha fórmula molecular. En la columna de la izquierda se indica el procedimiento que se debe seguir y en la columna de la derecha se aplica ese procedimiento al caso del dióxido de carbono:

Datos necesarios	Dióxido de carbono
• Masa molecular de la sustancia (M).	M = 44
• Masas atómicas de los elementos que constituyen la sustancia.	C = 12 O = 16
• Composición centesimal de la sustancia.	C = 27,27 %; O = 72,73 %
Procedimiento: **1) Fórmula atómica centesimal** Dividir el porcentaje de cada elemento por su correspondiente masa atómica. Así se obtiene la **fórmula atómica centesimal** que indica el número de moles de átomos de cada elemento que hay en 100 g de sustancia.	$C = \frac{27{,}27}{12} = 2{,}27$ $O = \frac{72{,}73}{16} = 4{,}54$ **Fórmula atómica centesimal** = $C_{2,27} \quad O_{4,54}$ Esto indica que en 100 g de dióxido de carbono hay 2,27 moles de átomos de carbono y 4,54 moles de átomos de oxígeno.
2) Fórmula mínima Dividir la fórmula atómica centesimal por el máximo común divisor. La fórmula mínima expresa la menor relación que existe entre los átomos de la sustancia.	$C = \frac{2{,}27}{2{,}27} = 1 \quad O = \frac{4{,}54}{2{,}27} = 2$ **Fórmula mínima** = CO_2. Entonces, la menor relación que existe entre los átomos de carbono y oxígeno en el dióxido de carbono es 1:2.

COMPOSICIÓN CENTESIMAL



FÓRMULA MÍNIMA

3) Fórmula molecular

Para hallar la fórmula molecular se procede así:

a) Calcular la **masa de la fórmula mínima** (M_{fm}), sumando las correspondientes masas atómicas.

$M_{fm} = 12 + 16 + 16 = 44$

Masa fórmula mínima = 44

b) Dividir la masa molecular (M) de la sustancia por la masa de la fórmula mínima (M_{fm}) para obtener el **factor "n"** (número de veces que la masa de la fórmula mínima está contenida en la masa molecular).

$n = \frac{M}{M_{fm}} = \frac{44}{44} = 1$ o sea que

$n = 1$

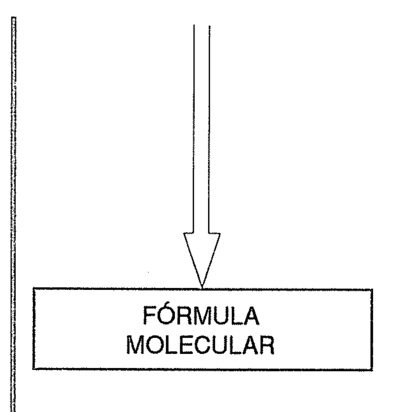
c) Multiplicar los subíndices de la fórmula mínima por el factor "n". Así se obtiene la **fórmula molecular**.

$C_{1.1}\ O_{2.1}$, es decir que:

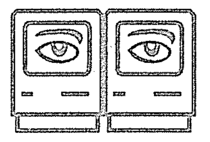
Fórmula molecular = CO_2

En la mayoría de los compuestos inorgánicos la fórmula molecular coincide con la fórmula mínima.

Entonces, la fórmula molecular del dióxido de carbono coincide con su fórmula mínima.



Fórmula molecular
Indica el número de moles de átomos de cada elemento que hay en un mol de moléculas del compuesto.



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Lea atentamente los siguientes postulados y escriba sobre la línea de puntos el apellido del científico que los propuso:

a) La materia está constituida por moléculas ....

b) Las sustancias simples están formadas por átomos simples ....

c) Las sustancias compuestas están constituidas por moléculas formadas por átomos diferentes

....

d) Los gases simples están formados por moléculas biatómicas ....

e) Las sustancias compuestas están constituidas por átomos compuestos ....

f) Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas ....

g) Las moléculas pueden ser mono, bi o poliatómicas ....

h) Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí ....

2) Marque con una X la respuesta correcta.

- La atomicidad es:

a) la menor porción de una sustancia capaz de combinarse.

b) el volumen que ocupa un átomo.

c) el número de átomos que tiene una molécula.

d) la menor porción de una sustancia que puede existir libremente.

- La masa atómica es:

a) el número de átomos presentes en un mol de átomos.

b) el espacio que ocupa un átomo.

c) la masa en gramos de un mol de átomos.

d) la masa de un átomo.

- El valor del volumen molar es:

a) 34,2 L   b) 11,2 L   c) 14,2 L   d) 22,4 L

- La unidad de masa atómica (U.M.A.) equivale a la 1/12 partes del átomo de:

a) carbono   b) hidrógeno   c) oxígeno   d) nitrógeno

- El átomo es:

a) la menor porción de materia que puede existir libre.

b) una partícula microscópica.

c) la menor porción de materia que se conoce.

d) la menor porción de materia capaz de combinarse.

- El número de Avogadro es:

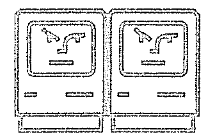
a) $2{,}6.10^{23}$ b) $6{,}02.10^{23}$ c) $6{,}02.10^{24}$ d) $6{,}2.10^{24}$

- Las condiciones normales de temperatura y presión son:

a) 0°C y 760 hPa   b) 0°C y 1013 mm de Hg   c) 20°C y 1013 hPa   d) 0°C y 1013 hPa

- El mol es una unidad de:

a) masa.   b) concentración de masas.   c) cantidad de sustancia.   d) concentración numérica.



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes cuestiones, reflexione y luego responda:

   a) En un mol de moléculas de cualquier sustancia:

   – ¿cuál es el número de moléculas que contiene?: ....

   – ¿cómo se denomina dicho número de moléculas?: ....

   b) ¿Qué se entiende por:

   – masa atómica?: ....

   – unidad de masa atómica?: ....

   ....

   – masa molecular?: ....

   ....

   – volumen molar?: ....

   ....

   c) ¿Cuál es la diferencia principal entre:

   – la teoría de Dalton y la hipótesis de Avogadro?: ....

   ....

   – masa molecular y masa de un mol de moléculas?: ....

   ....

   d) Calcule la masa en gramos de un mol de moléculas de:

   – hidrógeno (H_2): ....

   – oxígeno (O_2): ....

   Justifique por qué las masas de estos moles son diferentes si ambos están constituidos por $6{,}02.10^{23}$ moléculas: ....

   ....

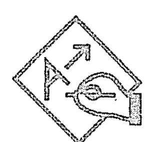
2) En un trabajo experimental se ha obtenido el siguiente resultado:

1 volumen de O_2 + 2 volúmenes de Cl_2 = 2 volúmenes de monóxido de dicloro (Cl_2O).

a) Verifique si se cumplen las leyes de las combinaciones gaseosas:

R.: ....

b) Explique gráficamente la reacción, aplicando la hipótesis de Avogadro:



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Sabiendo que la fórmula química del gas dióxido de carbono es CO_2. Indique cuál es:

a) su masa molecular: ....

b) la masa de un mol de moléculas: ....

c) el número de moléculas que hay en un mol de moléculas: ....

d) el volumen que ocupa un mol de moléculas en CNTP: ....

e) la masa en gramos de una molécula: ....

2) Calcule:

- La masa molecular de las siguientes sustancias:

a) Hidrógeno (H_2): ....

b) Cloruro de sodio (NaCl): ....

c) Glucosa ($C_6H_{12}O_6$): ....

- La masa de un mol de moléculas de:

a) Hidrógeno: ....

b) Cloruro de sodio: ....

c) Glucosa: ....

- La masa en gramos de:

a) 3 moles de moléculas de hidrógeno: ....

R.:= ....

b) 0,57 moles de moléculas de cloruro de sodio: ....

R.:= ....

c) 1,25 moles de moléculas de cloruro de sodio: ....

R.:= ....

d) 3/4 moles de moléculas de glucosa: ....

R.:= ....

- Cuántos moles de moléculas hay en 10 gramos de:

a) Hidrógeno: ....

R.:= ....

b) Cloruro de sodio: ....

R.:= ....

c) Glucosa: ....

R.:= ....

- El volumen ocupado en CNTP por:

a) 4 moles de moléculas de hidrógeno:

R.:= ....

b) 0,5 moles de moléculas de hidrógeno: ....

R.:= ....

c) 15 g de hidrógeno: ....

R.:= ....

d) $4{,}2.10^{23}$ moléculas de hidrógeno: ....

R.:= ....

- El número de moléculas presentes en:

a) 2/3 de moles de moléculas de hidrógeno: ....

R.:= ....

b) 15 g de hidrógeno: ....

R.:= ....

c) 30 litros de hidrógeno en CNTP: ....

R.:= ....

- La masa en gramos de:

a) 1 molécula de hidrógeno: ....

R.:= ....

b) 1.000 moléculas de cloruro de sodio: ....

R.:= ....

c) $3{,}12.10^{23}$ moléculas de glucosa: ....

R.:= ....

ACTIVIDAD DE PROFUNDIZACIÓN

MONÓXIDO DE CARBONO

Entre los accidentes del hogar, se observan con llamativa frecuencia intoxicaciones con monóxido de carbono (CO). Dada la gravedad que revisten dichas intoxicaciones, es indispensable tomar conciencia de la necesidad de adoptar los recaudos necesarios para que no se produzcan.

Objetivos:
- Identificar los riesgos de las intoxicaciones con monóxido de carbono.
- Realizar un resumen en forma correcta.

Procedimiento:
Para confeccionar un resumen es necesario aprender a diferenciar lo importante de lo secundario, evaluar qué se debe incluir y en qué orden, y finalmente, proceder a su redacción.
El resumen debe ser conciso pero sin omitir puntos importantes y con una redacción clara y precisa.
En consecuencia, recomendamos obrar del siguiente modo:
1) Lea atentamente el artículo editorial **Riesgos del monóxido de carbono** publicado en el diario "La Nación", el 25 de julio de 1990.
2) Identifique los conceptos que considere más importantes.
3) Trate de percibir su interrelación.
4) Transcriba los conceptos seleccionados en una secuencia sintáctica elemental.

RIESGOS DEL MONÓXIDO DE CARBONO

Un matrimonio y su hijo de diez años fueron hallados muertos en el departamento que ocupaban en un lugar céntrico de la ciudad. El personal policial atribuyó las muertes a las emanaciones del calefón de la vivienda. Todo parece indicar que se trata de un ejemplo más de la acción fatal e inadvertida del monóxido de carbono.

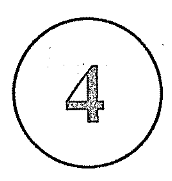
El carbono forma con el oxígeno dos compuestos químicos. Cuando éste se presenta en cantidades abundantes, la combustión da por resultado el dióxido de carbono (CO_2) –antes conocido como anhídrido carbónico– que no es apto para la respiración e interviene permanentemente en el ciclo de la vida, pero no es venenoso. Las combustiones realizadas con poco oxígeno, en cambio, producen el monóxido de carbono (CO), que en determinadas concentraciones puede provocar la muerte sin que las víctimas lo noten. La crónica policial registra innumerables hechos de este tipo, ante los cuales no reaccionaron ni siquiera los animales domésticos.

Existen algunas confusiones con respecto a este tema, porque a veces se piensa que el responsable es el gas combustible. No debe olvidarse que los artefactos domésticos tienen, obligatoriamente, dispositivos que bloquean la salida del gas cuando se apaga la llama y que se trata de un producto fácilmente reconocible por el olor. Es difícil que tres personas (en ocasiones han sido más) no reaccionen ante una pérdida. Un calefón deficiente, que produce una combustión incompleta en un recinto mal ventilado, puede, por el contrario, estar generando el fatídico e irreconocible monóxido de carbono, sobre cuyos peligros las autoridades sanitarias han formulado advertencias repetidas.

Los viejos libros de lectura alertaban a los escolares sobre los riesgos de los braseros, que pocos comprendieron en su significación física, química y práctica.

En alguna pequeña cámara formada por dos o más carbones apilados podía surgir la fatal emanación, que no se hubiera producido con una combustión franca ni habría tenido efectos con una ventilación abundante.

La repetición de ciertos episodios lamentables parecería estar indicando que no se ha logrado todavía un control adecuado de muchas instalaciones hogareñas y que la sociedad tampoco ha logrado, en forma masiva una conciencia suficientemente alertada sobre ciertos riesgos de esas instalaciones.



ESTRUCTURA ATÓMICA

- *Eje conceptual*
- *Objetivos.*

I. LA MATERIA ES DE NATURALEZA ELÉCTRICA.

1. LA ELECTRICIDAD.

- ***Trabajo práctico: Electricidad y cambios químicos.***

2. LA ELECTRÓLISIS.

II. EL ÁTOMO ESTÁ CONSTITUIDO POR PARTÍCULAS MATERIALES.

1. DESCARGA EN GASES.
2. MODELO ATÓMICO DE THOMSON.

- ***Actividad complementaria. Los rayos X.***

III. EL ÁTOMO TIENE NÚCLEO POSITIVO.

1. LA RADIACTIVIDAD.
2. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD.

- ***Lectura complementaria.***
- ***Actividades de reconocimiento.***
- ***Actividades de razonamiento.***
- ***Actividades de aplicación.***

IV. LOS ELECTRONES ESTÁN EN NIVELES DE ENERGÍA.

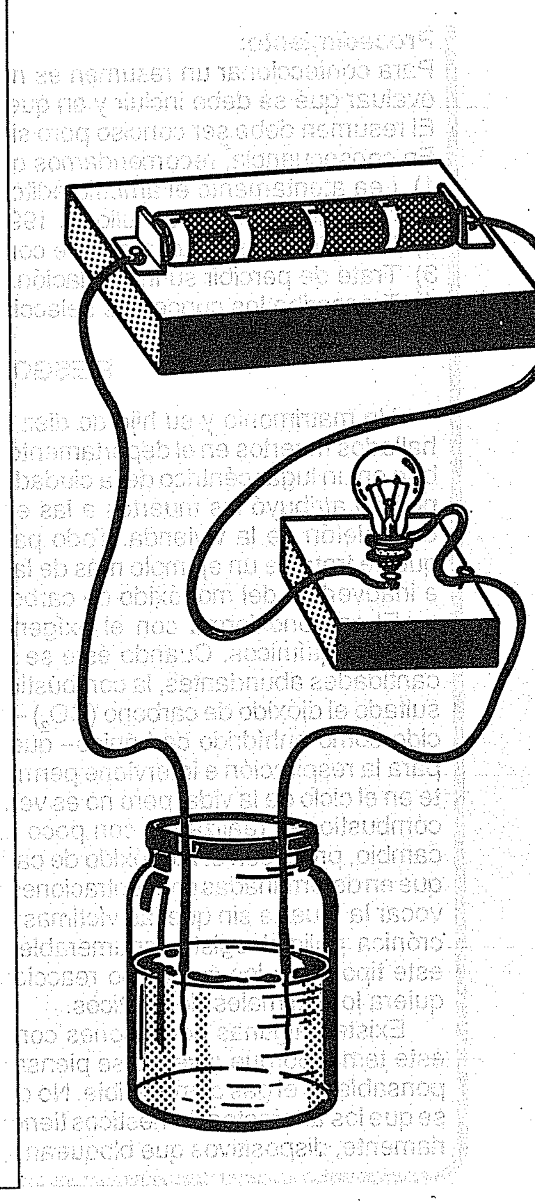
1. LA ESPECTROSCOPIA.
2. MODELO DE BOHR.
3. EL DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN.
4. MODELO DE RUTHERFORD-BOHR.
5. NÚMEROS IMPORTANTES.
6. REPRESENTACIÓN DE LOS ÁTOMOS.
7. ISÓTOPOS.
8. IONES.

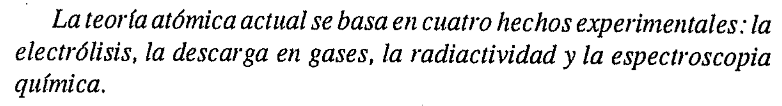
- ***Lectura comprensiva.***

V. MODELO ATÓMICO MODERNO.

1. PROPUESTA DE SOMMERFELD.
2. SUBNIVELES ENERGÉTICOS.
3. DUALIDAD ONDA-PARTÍCULA.
4. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE Y PROBABILIDAD.
5. ORBITAL ATÓMICO.
6. SPIN DEL ELECTRÓN.
7. LOS NÚMEROS CUÁNTICOS.

- ***Actividades de reconocimiento.***
- ***Actividades de razonamiento.***
- ***Actividades de aplicación.***
- ***Actividades de integración.***
- ***Actividad de profundización.***





Eje conceptual

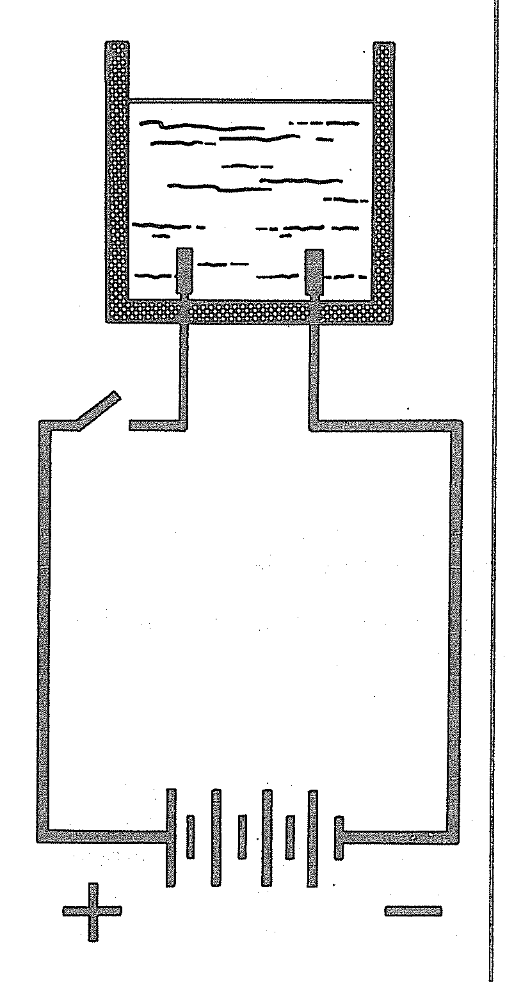
La teoría atómica actual se basa en cuatro hechos experimentales: la electrólisis, la descarga en gases, la radiactividad y la espectroscopia química.

La investigación del proceso de electrólisis posibilitó inferir que la materia es de naturaleza eléctrica.

Los experimentos sobre descargas eléctricas en gases a baja presión permitieron comprobar que los átomos están formados por partículas materiales negativas (electrones) y positivas (protones). A partir de estos descubrimientos ***Thomson*** *propuso el primer modelo atómico.*

El descubrimiento de la radiactividad posibilitó la realización de experiencias que llevaron al sabio ***Rutherford*** *a sostener que el átomo tiene un núcleo central con carga positiva.*

El análisis de los espectros atómicos producidos por el hidrógeno permitió a ***Bohr*** *proponer una hipótesis, basada en la teoría cuántica de* ***Planck,*** *que supone que los electrones están ubicados en órbitas circulares, denominadas niveles de energía. Como resultado de estas investigaciones surgió el modelo atómico de* ***Rutherford-Bohr.***



Asimismo, fue posible definir dos números importantes (número atómico y número másico), establecer el concepto de isótopos y profundizar la noción de iones.

En razón de que la hipótesis de ***Bohr*** *no explicaba nuevos hechos experimentales,* ***Sommerfeld*** *sugirió que los electrones también describen órbitas elípticas.*

El estudio del espectro de diferentes elementos llevó a concebir la existencia de subniveles energéticos.

Al sostener ***De Broglie*** *que las partículas muy pequeñas como los electrones presentan la dualidad onda-partícula,* ***Heisenberg*** *enunció el principio de incertidumbre. A partir de este principio y aplicando el cálculo de probabilidades se llegó a la noción de orbital atómico en reemplazo del concepto de órbita.*

Esta concepción del átomo surge al resolver la ecuación de onda de Schrödinger que permitió introducir los números cuánticos.

OBJETIVOS

1. Explicar los hechos experimentales (electrólisis, descarga en gases, radiactividad y espectroscopia) que permitieron avanzar en el conocimiento de la estructura atómica.
2. Describir los principales modelos atómicos propuestos.
3. Interpretar los conceptos fundamentales relacionados con el modelo atómico moderno.

4 Estructura atómica

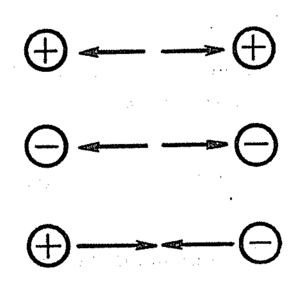
Introducción

Desde hace más de cien años los científicos tratan de explorar en la aparente impenetrabilidad del átomo. Muchísimas experiencias fueron analizadas en profundidad tratando de descubrir la estructura de la materia. Así, se formularon diversas hipótesis y cada una de ellas fue ensayada para su aceptación o rechazo. Por el sendero del intercambio tolerante de ideas y la visión integral de los problemas y situaciones, se fueron proponiendo diferentes **modelos atómicos** que pretendían interpretar la constitución de los átomos.

El **modelo atómico** actual se basa principalmente en cuatro grupos de hechos experimentales: la electrólisis, la descarga en gases, la radiactividad y la espectroscopia química. El análisis de cada uno de ellos ha ido brindando información que permitió avanzar en la comprensión de la estructura del átomo. Ese es el camino que se va a seguir para comprender las ideas actuales sobre la estructura del átomo.

I. LA MATERIA ES DE NATURALEZA ELÉCTRICA

1. LA ELECTRICIDAD



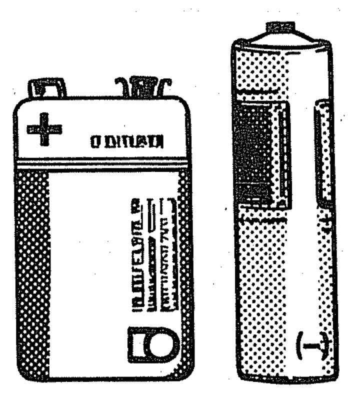
La electricidad es el conjunto de fenómenos físicos causados por la cargas eléctricas en reposo o en movimiento.

Existen dos clases de electricidad: positiva y negativa. Cuando la cantidad de cargas de uno y otro signo son iguales, la materia es neutra.

Al acercar entre sí dos cuerpos cargados de electricidad, se observa que las cargas de igual signo se repelen, mientras que las de distinto signo se atraen (positivo atrae a negativo y viceversa).

Los cuerpos pueden ser conductores o aisladores, según permitan o impidan que la electricidad se desplace a través de ellos.

Cuando las cargas eléctricas están en movimiento dentro de un conductor, se dice que hay una **corriente eléctrica**.

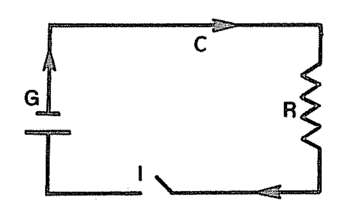


Generadores de electricidad.

1.1. Circuito eléctrico

Para que exista una corriente eléctrica se debe contar con un **generador** (pila, batería,etc.) que aporte la energía necesaria para poner en movimiento a las cargas eléctricas y un **conductor** (cable de cobre, estaño, etc.) que una el polo positivo (+) con el negativo (-), y por donde puedan circular dichas cargas. Así queda constituido un **circuito eléctrico** elemental.

En el caso de una linterna, el circuito eléctrico se puede esquematizar así:

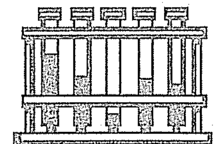


G= Generador (pila)
C= Conductor (cable)
I= Interruptor (llave de luz)
R= Resistencia (filamento de la lamparita).

Al presionar el interruptor (llave) el circuito se cierra y la corriente circula por el conductor, encendiéndose la lamparita. El filamento de la lamparita es de muy pequeño diámetro, por lo cual ofrece mucha resistencia al paso de las cargas eléctricas y, en consecuencia, se pone incandescente, emitiendo luz y calor.

Cuando se vuelve a accionar el interruptor, el circuito se abre y la lamparita se apaga.

La corriente eléctrica puede producir diversos cambios en las sustancias conductoras, algunos físicos (luz, calor, movimiento) y otros químicos (electrólisis).



TRABAJO PRÁCTICO

ELECTRICIDAD Y CAMBIOS QUÍMICOS

Objetivos:

- Armar un dispositivo sencillo para realizar el proceso de electrólisis.
- Observar e interpretar la electrólisis del cloruro cúprico en solución.

Materiales:

1 recipiente de vidrio de boca ancha.

2 trozos de cable de cobre de aproximadamente 30 cm de longitud y otro de unos 15 cm.

1 portalámparas con lamparita de 6 V.

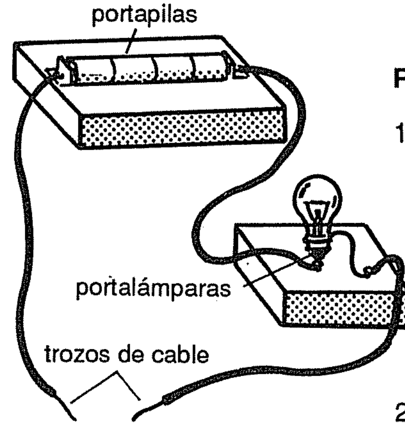
1 portapilas con 4 pilas grandes o una batería de 6 V.

1 varilla de vidrio o plástico.

Cinta aisladora.

Cloruro cúprico.

Agua destilada.



Procedimiento:

1) Proceda a armar el dispositivo para la electrólisis, guiándose por el esquema adjunto:
   - Conecte el portapilas con el portalámparas por medio del cable de 15 cm de longitud.
   - Ate un trozo de cable de 30 cm al portalámparas y el otro al portapilas.
   - Asegure las uniones con cinta aisladora.
   - Ponga en contacto los extremos libres de los dos cables para verificar si hay paso de corriente



2) Realice la electrólisis del cloruro cúprico operando de la siguiente forma:
   - Coloque dos o tres gramos de cloruro cúprico en el recipiente de boca ancha que cumple la función de **cuba electrolítica**.
   - Añada agua destilada hasta aproximadamente la mitad de la cuba.
   - Agite con la varilla hasta que se disuelva la sal (cloruro cúprico). De este modo se obtiene una solución acuosa de cloruro cúprico **(baño electrolítico)**.
   - Introduzca los extremos desnudos de los dos cables separados dentro del baño. Dichos extremos cumplen la función de **electrodos**; el que está unido al polo negativo del generador se llama cátodo y el otro extremo, ánodo.

cuba electrolítica

baño electrolítico

3) Observe detenidamente durante varios minutos lo que sucede.

4) Responda:

   - ¿Se enciende la lamparita?: ....¿por qué?: ....

     ....

   - ¿Qué cambios observa en el cátodo?: ....

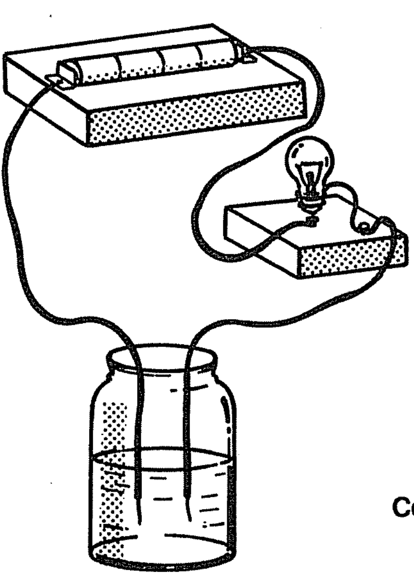
     ....

   - ¿Qué sucede en el ánodo?: ....

     ....

   - ¿Qué le ocurre al cloruro cúprico durante el pasaje de la corriente eléctrica?: ....

     ....



Dispositivo para electrólisis

Conclusiones:

....

....

....

....

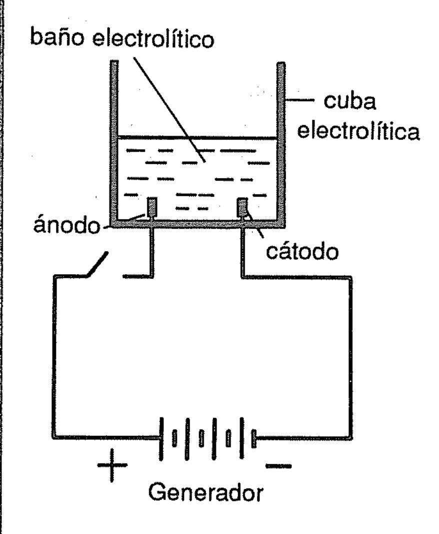
2. LA ELECTRÓLISIS

A principios del siglo XIX se observó que ciertas sustancias en estado líquido sufrían transformaciones químicas al ser atravesadas por la corriente eléctrica continua. En 1833 **Faraday** realizó cuidadosos estudios cuantitativos sobre este fenómeno, que recibió la denominación de **electrólisis**.

Para comprender este proceso y a modo de ejemplo, explicamos a continuación la electrólisis del cloruro cúprico:

El cloruro cúprico al disolverse en agua se disocia en dos partículas con carga eléctrica que se denominan **iones**. Uno de los iones es el cobre, que presenta carga eléctrica positiva, y el otro es el cloro, con carga negativa (cloruro).

Al pasar la corriente eléctrica, los iones positivos se dirigen al electrodo negativo, denominado **cátodo** y los iones negativos van hacia el electrodo positivo, llamado **ánodo.** Por esta causa, los iones positivos se denominan **cationes** y los negativos **aniones**.



Al llegar al cátodo, los cationes de cobre se neutralizan y quedan allí depositados como cobre metálico. Por su parte, los aniones cloruro en el ánodo también se neutralizan transformándose en gas cloro.

De esta forma el cloruro de cobre se descompone en cobre metálico y cloro gaseoso.

Este fenómeno de descomposición del cloruro de cobre por la acción de la coriente eléctrica continua también sucede en otras sales, en las bases y en los ácidos. A todas las sustancias que se descomponen por el paso de la corriente eléctrica continua se las denomina **electrólitos.**

En consecuencia, se puede afirmar que:

> **La *electrólisis* es el proceso de descomposición química de una sustancia por el pasaje de corriente eléctrica continua.**

> La **electrólisis** de las sustancias permitió inferir que la materia es de naturaleza eléctrica.

El hecho de que la corriente eléctrica pueda producir transformaciones químicas, indica una relación entre la electricidad y la materia. ***Como la materia está constituida por átomos, éstos deben tener una estructura parcialmente eléctrica para que la electrólisis pueda efectuarse.***

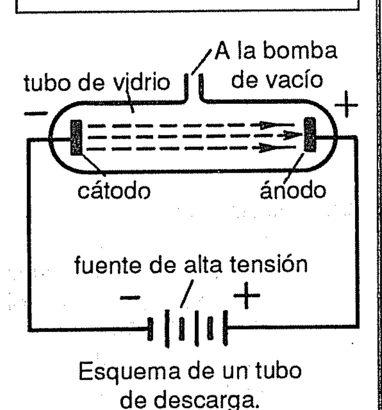
II. EL ÁTOMO ESTÁ CONSTITUIDO POR PARTÍCULAS MATERIALES

1. DESCARGA EN GASES

En las condiciones habituales de presión puede considerarse que los gases que componen el aire (nitrógeno, oxígeno, etc.) no conducen la corriente eléctrica. Se ha comprobado que se requieren unos 30.000 volt para que salte una chispa eléctrica entre dos conductores ubicados en el aire a 1 cm de distancia entre sí.

Los experimentos sobre descargas eléctricas en gases a baja presión, confirmaron que el átomo es divisible.

En el caso de los rayos que se producen durante las tormentas, existe una diferencia de potencial de varios cientos de miles de voltios entre la tierra y las nubes, lo cual es muy difícil de obtener en el laboratorio.



Esquema de un tubo de descarga.

A partir de mediados del siglo XIX, la tecnología del vidrio y del vacío hicieron posible el estudio de los fenómenos de descarga eléctrica en gases a baja presión. Varios físicos (**Geissler, Plücker, Hittorf, Goldstein, Stoney**, etc.) se dedicaron al estudio de estos fenómenos y observaron que al disminuir la presión de un gas a valores de 0,01 mm de mercurio, hay conducción eléctrica con producción de radiaciones.

Los tubos de descarga (véase figura adjunta) constan de un tubo de vidrio, en cuyo interior se encuentran dos placas metálicas llamadas **electrodos**, soldadas en los extremos de dicho tubo. Los electrodos se conectan con los polos positivos y negativos, respectivamente, de una fuente de alta tensión (el electrodo positivo se llama ánodo y el negativo cátodo).

1.1. Rayos catódicos

Si el tubo de descarga está lleno de aire a presión normal (760 mm de mercurio) y se aplica a los electrodos una tensión de hasta 10.000 V, no se observa ningún cambio. Por el contrario, si comienza a hacerse el vacío en el tubo, extrayendo aire con una bomba de vacío, empieza a circular la electricidad y el escaso aire que queda en el tubo se pone luminoso. Cuando la presión interior del tubo se reduce al orden de 0,01 mm de mercurio, cerca del ánodo se observa una luminosidad azul verdosa. Los científicos creyeron que esa luminosidad era causada por rayos provenientes del cátodo y los llamaron **rayos catódicos**.

El tubo de un televisor tiene su origen en el tubo de rayos catódicos.

1.1.1. Características de los rayos catódicos

El estudio de los rayos catódicos permitió observar las siguientes características:

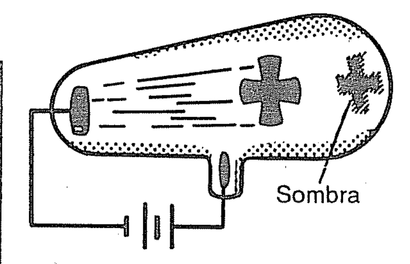
- Si bien son invisibles en sí mismos, producen sombras que tienen la forma de los objetos interpuestos en su camino. Esto indica que son **radiaciones** que se propagan en línea recta.

- Si se introduce un molinete de metal dentro del tubo que produce rayos catódicos, dicho molinete comienza a girar. Esto demuestra que están constituidos por **partículas materiales**.

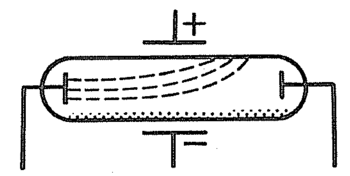
- Si se los somete a la acción de un campo eléctrico, se desvían hacia el polo positivo. Un efecto equivalente se observa con un campo magnético. Por lo tanto, se deduce que los rayos catódicos tienen **carga eléctrica negativa**.

En resumen:

> Los *rayos catódicos* son radiaciones que se propagan en línea recta, constituidas por partículas materiales que poseen carga eléctrica negativa.



Producción de sombra, por parte de los rayos catódicos.



Acción de la electricidad sobre los rayos catódicos

> En los tubos fluorescentes, la energía de las radiaciones presentes en la descarga de gases, genera radiación ultravioleta que se transforma en luz visible al chocar con las paredes interiores del tubo, recubiertas por una capa luminiscente.

1.1.2. Los electrones

A las partículas materiales negativas que constituyen los rayos catódicos, **J. Stoney** les dio el nombre de **electrones**.

Diversas experiencias demostraron que la masa y la carga eléctrica de los electrones son idénticas, cualquiera sea el gas que llene el tubo de descarga y el material de que esté hecho el cátodo. Por eso, se dedujo que los electrones son constituyentes de toda clase de materia.

J.J. THOMSON (1897) y **R.A. Millikan** (1909) determinaron la masa y la carga eléctrica de estos corpúsculos, estableciendo que:

> El *electrón* tiene una masa igual a $9{,}1.10^{-28}$ gramos (0,00055 u.m.a.) y una carga eléctrica de $1{,}6.10^{-19}$ coulomb.

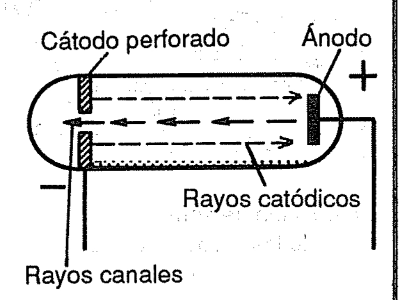
> **Coulomb (C)**
> Unidad SI de carga eléctrica equivalente a la carga de dos cuerpos que están a 1 m de distancia y se atraen o repelen con la fuerza de 1 N.

La carga eléctrica del electrón es la más pequeña que se conoce, por eso también se la denomina **unidad elemental de carga eléctrica negativa** (u.e.c.) y se le asigna un valor de -1.

1.2. Rayos canales. Los protones

En 1886, **Goldstein** realizó por primera vez un experimento utilizando un tubo de descarga que contenía hidrógeno y con el cátodo perforado (véase figura).

Al conectarlo a una fuente de alta tensión, observó por detrás del cátodo un fino haz de luz, formado por rayos que pasaban a través de la perforación, que por ese motivo, fueron denominados **rayos canales**.



Experimento de Goldstein.

La masa del protón es 1.840 veces superior a la del electrón.

Los experimentos con cargas eléctricas, en gases a baja presión, demostraron que los átomos están formados por partículas materiales.

El análisis de dichos rayos permitió deducir que estaban constituidos por partículas con carga eléctrica positiva, a las que llamó **protones**.

Por medio de técnicas adecuadas se estudiaron su masa y su carga eléctrica, comprobándose que la masa de los protones es 1.840 veces mayor que la de los electrones y la carga eléctrica es igual a la de los electrones, pero de signo contrario.

Entonces, se ha establecido que:

El *protón* tiene una masa de $1{,}67.10^{-24}$ gramos (1,00732 u.m.a.) y una carga eléctrica de $1{,}6.10^{-19}$ coulomb.

Para mayor sencillez la carga del protón se expresa como **unidad elemental de carga eléctrica positiva** (u.e.c.), asignándole un valor de + 1.

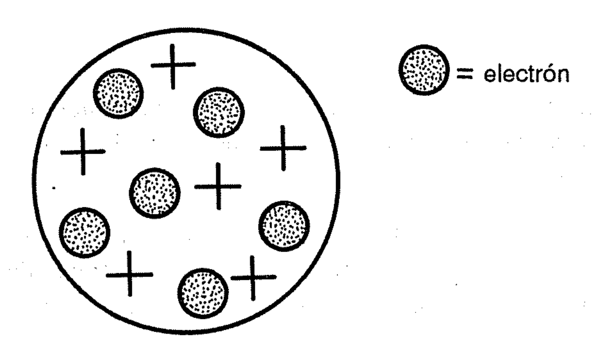
El hecho de haberse comprobado que en los átomos hay dos clases de partículas materiales, electrones, con carga negativa y protones, con carga positiva, confirma la divisibilidad de los átomos y la naturaleza eléctrica de la materia.

2. MODELO ATÓMICO DE THOMSON

Para explicar la estructura del átomo, los investigadores fueron proponiendo diferentes modelos a medida que se realizaban e interpretaban las diversas experiencias. Así, en 1898 **Thomson** expuso lo que se considera el primer modelo atómico.

El modelo de Thomson supone que el átomo es una esfera uniformemente cargada de electricidad positiva, dentro de la cual están los electrones negativos (véase figura). El átomo es eléctricamente neutro porque las cargas negativas de los electrones equivalen a las positivas de la esfera.

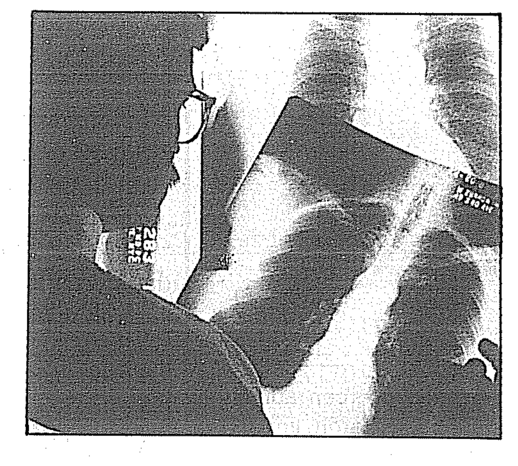
Este modelo se ha comparado con un budín de pan, donde las pasas de uva representan los electrones.



Correlación con Física y Biología

ACTIVIDAD COMPLEMENTARIA

LOS RAYOS X



Los rayos X tienen su origen a partir de los rayos catódicos y cuentan con múltiples aplicaciones en diversos campos de la investigación científica, tales como la cristalografía, la medicina, la radiología, etcétera. Para iniciarse en el conocimiento de dichos rayos X, lo invitamos a averiguar en enciclopedias y/o textos especializados, que se encuentran en la biblioteca, lo siguiente:

1) ¿En qué fecha fueron descubiertos los rayos X y quién lo hizo?: ....

....

2) ¿Cómo se producen los rayos X?: ....

....

....

3) Esquematice el tubo productor de rayos X:

4) ¿En qué consisten los rayos X?: ....

....

....

5) ¿Qué se entiende por ondas electromagnéticas?: ....

....

....

6) ¿Cuáles son las principales aplicaciones de los rayos X?: ....

....

....

....

7) ¿Cuál es el fundamento de la radioscopia y radiología?: ....

....

....

III. EL ÁTOMO TIENE NÚCLEO POSITIVO

1. LA RADIACTIVIDAD

A fines del siglo último (1896) **Henri Becquerel,** estudiando el fenómeno de la fluorescencia en diferentes sustancias hizo, en forma imprevista, un notable descubrimiento: la radiactividad.

Trabajando con compuestos de uranio, observó que tenían la propiedad de emitir radiaciones en forma espontánea y sin necesidad de ser excitados por la luz.

Las experiencias con radiactividad posibilitaron importantes avances en el conocimiento de la estructura del átomo.

Este descubrimiento atrajo la atención de muchos investigadores, entre ellos los esposos **Marie** y **Pierre Curie**, quienes luego de pacientes investigaciones lograron aislar otros dos elementos radiactivos: el polonio y el radio.

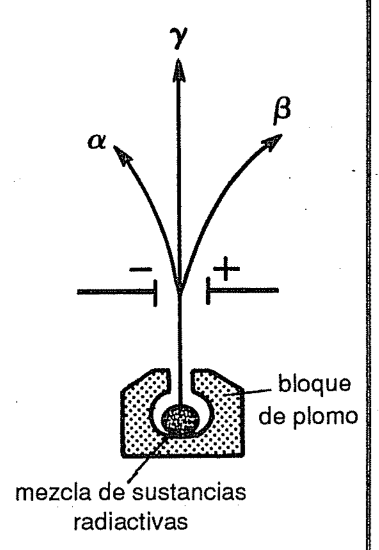
Más adelante se fueron descubriendo nuevas sustancias radiactivas, hasta llegar a la actualidad en que se conocen aproximadamente cuarenta.

Como resultado de los diferentes experimentos realizados, se pudo establecer que:

> La *radiactividad natural* **es la propiedad que presentan ciertos elementos químicos de emitir radiaciones espontáneamente.**

1.1. Tipos de radiaciones

Los científicos **E. Rutherford**, (1899) y **Villard** (1900) pudieron identificar, dentro de las radiaciones emitidas por las sustancias radiactivas, tres tipos diferentes. Para verificar este hecho, se coloca una cantidad escasa de sustancia radiactiva en una cavidad practicada en un bloque de plomo, con un pequeño orificio de salida (véase figura). Las radiaciones que salen por dicho orificio son sometidas a la acción de campos eléctricos positivos y negativos.



Acción de un campo eléctrico sobre las radiaciones.

Se observa que algunas radiaciones se desvían hacia la placa negativa, otras hacia la positiva y unas terceras no sufren desviación, siendo denominadas radiaciones alfa (α), beta (β) y gamma (γ), respectivamente.

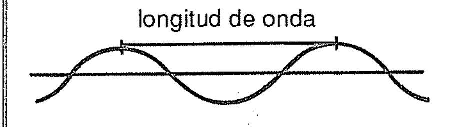
Los **rayos alfa** están constituidos por partículas positivas que se mueven a una velocidad entre 16.000 y 32.000 km/s y son poco penetrantes (atraviesan láminas delgadas de aluminio de menos de 0,002 mm de espesor). Además se comprobó que las partículas alfa tienen una masa de 4 u.m.a. y una carga eléctrica de 2 + u.e.c. como los núcleos de los átomos de helio.

Los **rayos beta** están formados por electrones con carga negativa que se desplazan a gran velocidad (160.000 km/s) y son más penetrantes que los rayos alfa (atraviesan láminas de aluminio de hasta 0,2 mm de espesor). Por ser electrones, su masa es mucho menor que la de las partículas alfa.

Radiación electromagnética
Propagación de la energía en forma de ondas electromagnéticas a la velocidad de la luz.

Los **rayos gamma** no son partículas sino radiaciones electromagnéticas de alta frecuencia que se mueven a muy alta velocidad (aproximadamente 300.000 km/s) y presentan gran poder de penetración (atraviesan láminas de aluminio de hasta un metro de espesor).

Estos rayos son radiaciones con mayor energía que los rayos X y carecen de masa.



Las sustancias radiactivas no emiten simultáneamente las tres radiaciones: algunas emiten radiaciones alfa y otras beta, pero ambas generalmente acompañadas por rayos gamma.

Frecuencia
Número de ondas por unidad de tiempo.

La emisión de radiaciones por parte de un elemento radiactivo va acompañada comúnmente por su desaparición gradual y la aparición de otro elemento nuevo.

Así, el uranio se desintegra originando átomos de torio y partículas alfa. Este proceso de denomina **transmutación**, y permite inferir que los átomos son sistemas complejos que en ciertos casos se pueden fragmentar.

1.2. Efectos biológicos de las radiaciones

Angstrom (Å)
Unidad de longitud equivalente a 10^{-10} m.

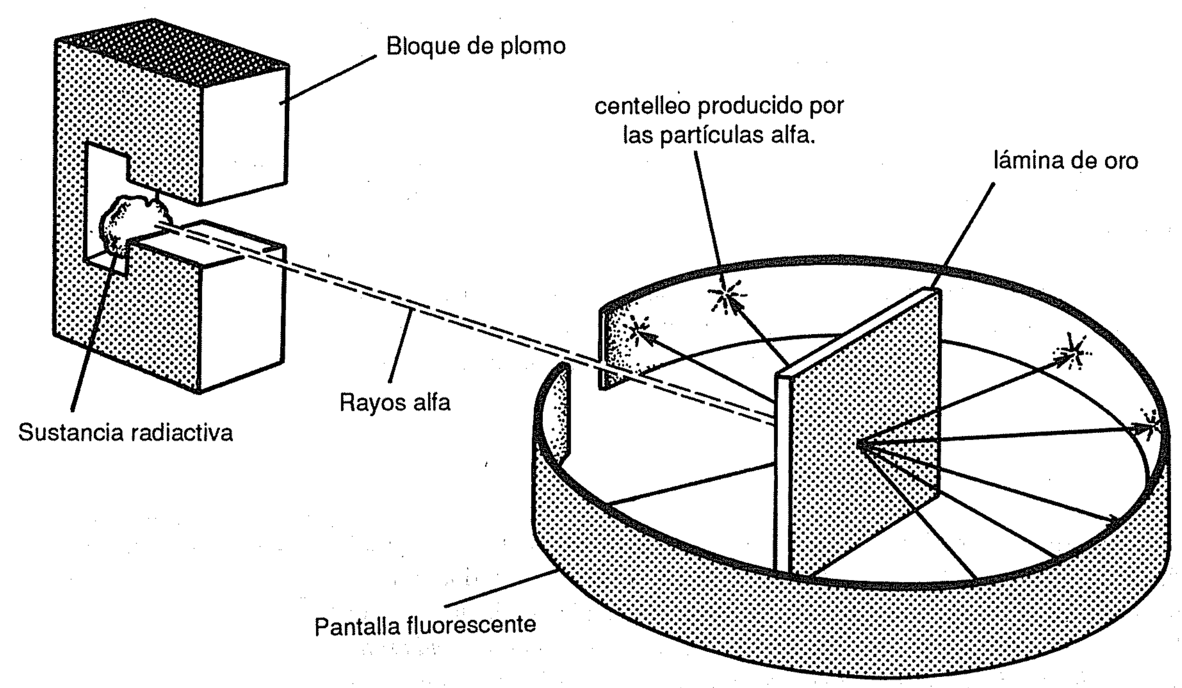
Las radiaciones afectan a los seres vivos cuando tienen una longitud de onda inferior a 10 Å. La reacción de las células a la radiactividad depende de la intensidad y tiempo de exposición a las radiaciones y de la sensibilidad de los tejidos irradiados. *"Las células son tanto más sensibles a las radiaciones cuanto mayor sea su capacidad de reproducción y menos definidas estén su morfología y función"* (**Bergonnier y Tribondeau**).

La radiactividad puede ocasionar en los seres humanos trastornos genéticos, anemia, leucemia, acortamiento de la vida, predisposición al cáncer, hemorragias, etcétera y llegar hasta la muerte inmediata del individuo si ha sido afectado por una irradiación aguda, como en el caso de la bomba atómica o el conocido accidente de la usina atómica de **Chernobyl** (URSS). Sin embargo, utilizada en condiciones y dosis adecuadas, tiene muchas aplicaciones benéficas en medicina, tales como tratamientos anticancerosos, diagnóstico de enfermedades, esterilización de instrumental, etcétera.

1.3. Experiencia de Rutherford

El descubrimiento de la radiactividad permitió seguir avanzando en la interpretación de la estructura del átomo. Así, en 1911, **Lord Rutherford**, con la finalidad de comprobar la veracidad del modelo de Thomson, investigó la dispersión que experimentaban las partículas alfa al atravesar una lámina muy delgada de oro.

Para realizar esta experiencia, Rutherford hizo incidir un haz de partículas alfa (positivas) provenientes de una sustancia radiactiva, contenida en un bloque de plomo, sobre una hoja de oro de muy pequeño espesor (10^{-4}mm). Detrás de la lámina de oro colocó una pantalla recubierta de sulfuro de cinc (fluorescente) que permite detectar el choque de cada partícula en los diferentes puntos de dicha pantalla:



Los resultados obtenidos en esta experiencia y su interpretación fueron los siguientes:

a) La mayoría de las partículas alfa atravesaron la lámina sin sufrir desviación alguna.

   Esto permitió deducir que los átomos tienen grandes espacios vacíos, por lo cual las partículas alfa no encuentran ningún obstáculo en su camino.

b) Algunas partículas alfa (aproximadamente una por cada 10.000) sufrieron pequeñas desviaciones, de menos de 90°.

Estas desviaciones hicieron suponer que en el átomo hay una pequeña zona con carga eléctrica positiva que repele a las partículas alfa también positivas (cargas de igual signo se repelen).

c) Muy escasas partículas alfa (una por cada 125.000) rebotaron sobre la lámina de oro y retrocedieron en su trayectoria.

Este hecho llevó a Rutherford a sugerir que la masa del átomo está concentrada en el centro del átomo, donde rebotan esas partículas. Así surgió la idea de que el átomo cuenta con un **núcleo** central, donde están agrupadas las cargas positivas y la mayor parte de la masa.

La experiencia de Rutherford demostró que el átomo tiene un núcleo positivo en su centro.

Esta experiencia de Rutherford hizo descartar el modelo de Thomson y permitió deducir cómo están distribuidas las cargas eléctricas y la masa en el átomo, constituyendo un importante avance en el conocimiento de la estructura atómica.

2. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

La interpretación de los resultados obtenidos en la experiencia antes descripta llevó a **Rutherford** a proponer el siguiente modelo:

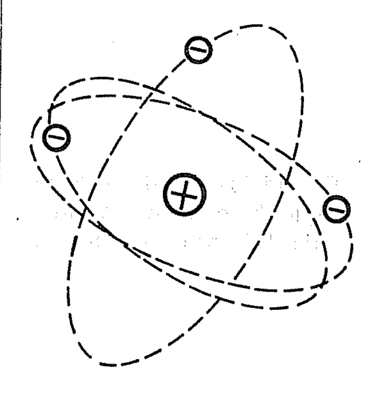
— El átomo está formado por un núcleo central, con carga eléctrica positiva, rodeado por los electrones negativos.

— El núcleo es muy pequeño con relación al diámetro total del átomo, pero contiene la mayor parte de la masa atómica. Esto indica que el átomo tiene grandes espacios vacíos, sin partículas materiales.

— Los electrones giran alrededor del núcleo sin chocar con él, a distancias variables pero sin exceder un cierto diámetro.

— El número de electrones es el suficiente para compensar la carga positiva del núcleo, de manera que el átomo, en conjunto, resulta neutro.

— Los electrones tienen una masa despreciable con relación a la masa total del átomo.



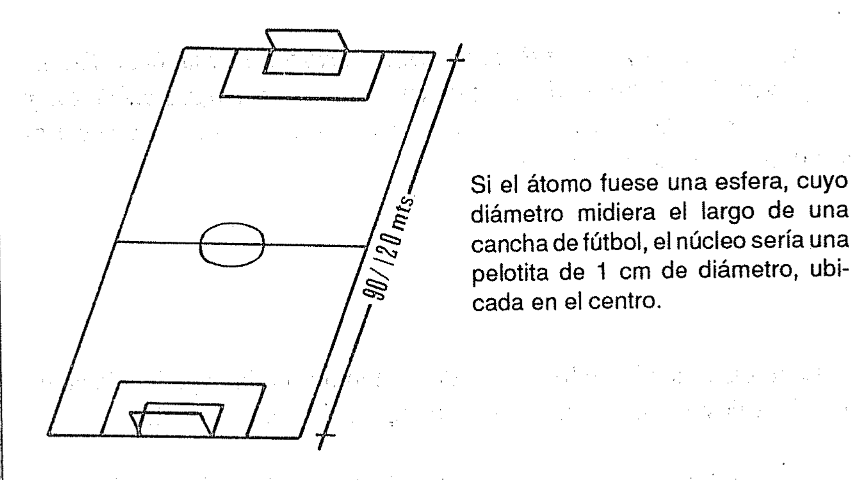
Modelo atómico de Rutherford

Este modelo se puede comparar con el sistema solar, de modo que el núcleo representa al Sol y los electrones a los planetas.

2.1. Diámetro del núcleo y del átomo

El **átomo**, en su extrema pequeñez, tiene grandes espacios vacíos.

Rutherford, sobre la base de cálculos matemáticos, pudo establecer que el núcleo del átomo tiene un diámetro promedio de 10^{-13} cm (10^{-5} Å), mientras que el diámetro total del átomo tiene en promedio un valor de 10^{-8} cm (1 Å). Esto significa que el diámetro del núcleo es 10.000 veces menor que el diámetro total del átomo. Para tratar de comprender la pequeñez del núcleo con respecto a todo el átomo, puede pensarse que si el núcleo fuese una esfera de 1 cm de diámetro, el átomo sería una esfera con un diámetro igual a 100 metros (aproximadamente la longitud de una cuadra)



Si el átomo fuese una esfera, cuyo diámetro midiera el largo de una cancha de fútbol, el núcleo sería una pelotita de 1 cm de diámetro, ubicada en el centro.

2.2. Problemas del modelo de Rutherford

El **modelo de Rutherford** no explicaba de modo satisfactorio el giro de los electrones.

La deducción de que el átomo posee un núcleo positivo y que a su alrededor están los electrones, plantea un problema: si los electrones estuvieran en reposo, serían atraídos por el núcleo por tener cargas opuestas y caerían sobre dicho núcleo. Para superar esta dificultad, **Rutherford** supuso que los electrones giraban alrededor del núcleo para contrarrestar la atracción nuclear, de modo similar a como la Tierra gira alrededor del Sol.

Esta suposición presenta una nueva dificultad: toda carga eléctrica en movimiento irradia energía en forma de ondas electromagnéticas. Esta pérdida de energía produciría una reducción en la velocidad del electrón, lo cual le restaría capacidad para resistir la atracción del núcleo. De esta forma el electrón se acercaría al núcleo hasta caer en él, al cabo de cierto tiempo.

La solución a este problema se encontró al estudiar la luz emitida por las sustancias al ser sometidas a la acción del calor, como se verá más adelante.

LECTURA COMPLEMENTARIA

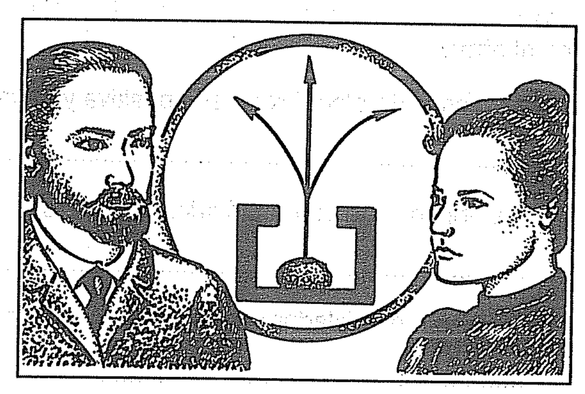
LA TRASMUTACIÓN QUE CONMOVIÓ AL MUNDO

La radiactividad fue descubierta a fines del siglo XIX por **Henri Becquerel**, que estaba incidentalmente investigando si los rayos X de **Roentgen** podrían encontrarse en la emisión fluorescente de ciertos compuestos químicos. Con este fin, en 1896 envolvió una placa fotográfica en papel negro y la expuso al sol con una sustancia fluorescente encima. Su razonamiento era el siguiente: la luz ultravioleta solar estimulaba la fluorescencia, y si esta contenía rayos X, estos rayos atravesarían el papel negro e impresionarían la placa.

Cuando la inspeccionó, la encontró velada: concluyó que la fluorescencia efectivamente contenía rayos X, y decidió repetir los experimentos. Pero los días siguientes estuvieron nublados y lo obligaron a interrumpir la investigación. Cuando llevado por la ansiedad inspeccionó la placa a pesar de la falta de luz solar, se encontró con que la placa estaba otra vez completamente velada. Así pues, la radiación que había velado la placa **no provenía de la fluorescencia (ya que en ausencia de luz solar no se había producido) ni de nada parecido: era un nuevo tipo de radiación, una radiación que no podía venir sino del compuesto químico colocado sobre la placa**: sulfato potásico de uranilo, que contenía átomos de **uranio.**

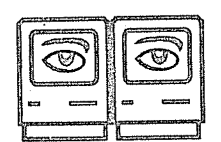
Aunque en el momento **Becquerel** no lo supo, había descubierto un fenómeno completamente nuevo, que poco más tarde **María Curie** llamó **radiactividad: la desintegración espontánea de ciertos átomos.**

Al descubrimiento de la radiación proveniente del **uranio**, siguieron rápidos y nuevos hallazgos: casi inmediatamente, **María Curie** encontró que el torio emitía una radiación idéntica a la de **Becquerel**. En julio de 1898 **María Curie** y su esposo, **Pierre**, encontraron un nuevo elemento radiactivo al que llamaron **polonio** (en homenaje al país natal de **María**) y en diciembre del mismo año, el **radio**. Poco más tarde se agregaron el **actinio (André Louis Debierne)** y el gas radiactivo **radón**. En 1903, **María y Pierre Curie** compartieron con **Becquerel** el Premio Nobel de física.



Mientras la tabla periódica de los elementos se iba completando lentamente, los físicos se preguntaban **qué era** esa radiación que denominaban radiactividad. La respuesta llevó tiempo, sudor y esfuerzos, pero al fin de cuentas pudo establecerse que los radioelementos al desintegrarse emiten tres bellos productos distintos: **partículas alfa** (radiación alfa) que no son sino **núcleos de helio, partículas beta** (radiación beta), que no son sino modestos **electrones** aunque **de muy alta velocidad**, y **radiación gamma**: **ondas electromagnéticas de muy corta longitud de onda y gran energía.** Pero todo ello configuraba un fenómeno en verdad extraordinario: **tras la emisión radiactiva, un átomo cambia sus propiedades químicas y físicas y se transforma en un átomo de otro elemento químico:** sufre una verdadera **transmutación**. El radio, por ejemplo, se desintegra por emisión alfa y da radón. El polonio, al desintegrarse, inicia un arduo camino que lo llevará a convertirse en plomo. La radiactividad se puso de moda y las familias radiactivas prosperaron, así como el descubrimiento de isótopos radiactivos de multitud de átomos. En 1934 **Frédéric Joliot** e **Irene Curie** (la hija de **Pierre** y **María**) fabricaron el primer radioelemento artificial: fósforo 30. La radiactividad y sus consecuencias se convertían en el gran fenómeno del siglo XX.

Publicado en la Sección **Ciencia y Técnica** del diario **Clarín**, Buenos Aires, 1989.
(Adaptado por el autor)



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes afirmaciones. Cuando son correctas encierre con un círculo la V; en caso contrario, marque de igual modo la F. En este último caso, señale sobre la línea de puntos cuál es el error.

- Las clases de electricidad son positiva y negativa. V F

....

- Dos objetos con carga eléctrica de igual signo se atraen. V F

....

- Un cuerpo es aislador cuando permite que la electricidad se desplace a través de él. V F

....

- La corriente eléctrica es el movimiento de las cargas eléctricas en un conductor. V F

....

- Para que exista un circuito eléctrico se requieren un generador y un interruptor. V F

....

- La electrólisis es una combinación química producida por la corriente eléctrica. V F

....

- Los aniones tienen carga eléctrica positiva. V F

....

- Los iones positivos se denominan cationes. V F

....

- Las sustancias que conducen la corriente eléctrica descomponiéndose se llaman electrólitos. V F

....

2) Teniendo en cuenta el siguiente esquema de un circuito eléctrico, indique el significado de las referencias:

G I R C

G= ....

C= ....

I= ....

R= ....

3) Coloque sobre las líneas de puntos las referencias correspondientes al esquema del dispositivo para la electrólisis:

4) Lea atentamente las siguientes afirmaciones. Indique si son correctas o no lo son, encerrando en un círculo la V o la F, respectivamente.

Si son falsas, reemplace sobre la línea de puntos la palabra que está destacada por el término que la convierte en verdadera.

- Los rayos catódicos se producen en tubos de descarga a **alta** presión.

  V F ....

- Los rayos catódicos están constituidos por partículas **materiales**.

  V F ....

- El electrón tiene carga eléctrica **positiva**.

  V F ....

- Los rayos canales están constituidos por partículas **positivas**.

  V F ....

- El protón tiene una masa 1.840 veces **mayor** que el electrón.

  V F ....

- El modelo de Thomson supone que el átomo es **positivo**.

  V F ....

5) Complete las siguientes afirmaciones:

a) Los rayos catódicos permitieron descubrir los ....

b) Los rayos canales se producen en un tubo de descarga con cátodo ....

c) Las partículas atómicas positivas son los ....

d) Los electrones son partículas con carga eléctrica ....

e) Las partículas atómicas de menor masa son los ....

6) En el siguiente esquema del tubo productor de rayos catódicos, coloque sobre las líneas de puntos las referencias que corresponden:

7) Lea atentamente las siguientes afirmaciones. Cuando las considera verdaderas, encierre en un círculo la V; en caso contrario, marque de igual modo la F.

- La emisión, previa excitación, de radiaciones por parte de ciertas sustancias se denomina radiactividad. V F
- Las partículas gamma tienen carga eléctrica positiva. V F
- La transmutación es la propiedad que tienen ciertos elementos de desintegrarse transformándose en otros diferentes. V F
- En la experiencia de **Rutherford** la mayoría de las partículas alfa sufrieron desviaciones. V F
- Rutherford supone que el átomo tiene un núcleo central con carga eléctrica positiva. V F
- Las sustancias radiactivas siempre emiten radiaciones alfa, beta y gamma en forma simultánea. V F

8) Marque con una X la respuesta correcta:

- La radiactividad fue descubierta por:

  a) **Curie** b) **Rutherford** c) **Becquerel** d) **Villard**

- La cantidad de elementos radiactivos actualmente conocidos es de :

  a) 10 b) 20 c) 30 d) 40

- Los rayos más penetrantes son:

  a) alfa b) beta c) gamma d) todos

- Los rayos beta son:

  a) protones b) electrones c) núcleos atómicos d) radiaciones electromagnéticas

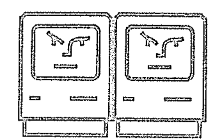
- Los efectos biológicos de la radiactividad dependen de :

  a) La intensidad de la radiación
  b) el tiempo de exposición
  c) la sensibilidad de los tejidos
  d) todas las respuestas anteriores

9) En el siguiente esquema correspondiente a la acción de campos eléctricos sobre las radiaciones, coloque las referencias: rayos alfa, rayos beta, rayos gamma, sustancias radiactivas y bloque de plomo.

−
+

134



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Con relación a electricidad y electrólisis:

a) ¿Cuándo la materia es neutra?: ....

....

b) ¿Cuál es la diferencia entre:

-circuito eléctrico abierto y cerrado?: ....

....

-aniones y cationes?: ....

....

c) ¿Qué clase de reacción química se produce durante la electrólisis?: ....

....

d) ¿Cuáles son las sustancias que se comportan como electrólitos?: ....

....

e) ¿Qué sugiere el fenómeno de la electrólisis sobre la naturaleza de la materia?: ....

....

....

2) En las experiencias de descarga en gases ¿cómo se comprueba que los rayos catódicos son:

a) radiaciones que se propagan en línea recta?: ....

....

....

b) partículas materiales?: ....

....

....

c) corpúsculos con carga eléctrica negativa?: ....

....

....

....

3) En cuanto a los rayos catódicos y canales:

a) ¿Qué semejanzas presentan?: ....

....

....

b) ¿Cuál es la diferencia fundamental entre ellos?: ....

....

4) ¿Cuáles son las principales características de los:

a) electrones?: ....

....

b) protones?: ....

....

5) ¿Qué se deduce del hecho de que los átomos estén constituidos por partículas:

a) materiales?: ....

b) con carga eléctrica?: ....

6) Con respecto a las radiaciones emitidas por sustancias radiactivas:

a) ¿Por qué los rayos beta son atraídos por campos positivos?: ....

....

b) ¿Por qué los rayos alfa se desvían menos que los beta al ser sometidos a la acción de campos eléctricos de igual intensidad?: ....

....

7) Con relación a la experiencia de **Rutherford:**

a) ¿Qué hubiera significado el hecho de que la mayoría de las partículas alfa no hubiesen atravesado la lámina de oro?: ....

....

b) ¿Por qué se supone que el núcleo es pequeño y con carga positiva?: ....

....

....

8) En cuanto al modelo de **Rutherford:**

a) ¿Cuáles son las diferencias fundamentales que presenta con relación al modelo de **Thomson?:**

....

....

b) ¿Qué inconvenientes presenta con respecto a los electrones?: ....

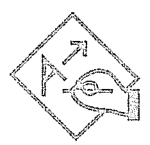
....

....

9) ¿Cuáles son los principales aportes de Rutherford al conocimiento de la estructura atómica?:

....

....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

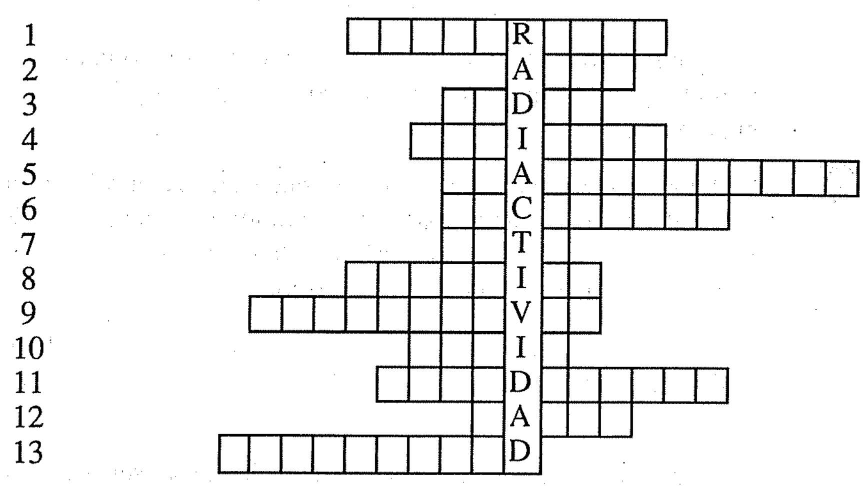
1) Complete el siguiente cuadro:

Características de las radiaciones

Radiaciones	**Alfa**	**Beta**	**Gamma**
Carga eléctrica	Positiva	....	....
Velocidad (km/s)	....	160000	....
Poder de penetración	....	Intermedio	....
Masa	....	....	Nula

2) Acertigrama:

Complete el siguiente acertigrama referido a la **radiactividad**. Esta palabra sirve de guía y sus letras están incluidas en los términos a descubrir.



Referencias:

1. Partículas que forman los rayos beta.
2. Rayos positivos emitidos espontáneamente.
3. Elemento radiactivo.
4. Carga eléctrica de los rayos alfa.
5. Desintegración gradual de un elemento transformándose en otro.
6. Descubridor de la radiactividad.
7. Rayos negativos emitidos espontáneamente.
8. Carga eléctrica de los rayos beta.
9. Denominación dada a las sustancias que emiten radiaciones espontáneamente.
10. Apellido de una pareja de investigadores de la radiactividad.
11. Acción y efecto de irradiar.
12. Rayos eléctricamente neutros y muy penetrantes.
13. Famoso científico inglés que supuso la existencia del núcleo atómico.

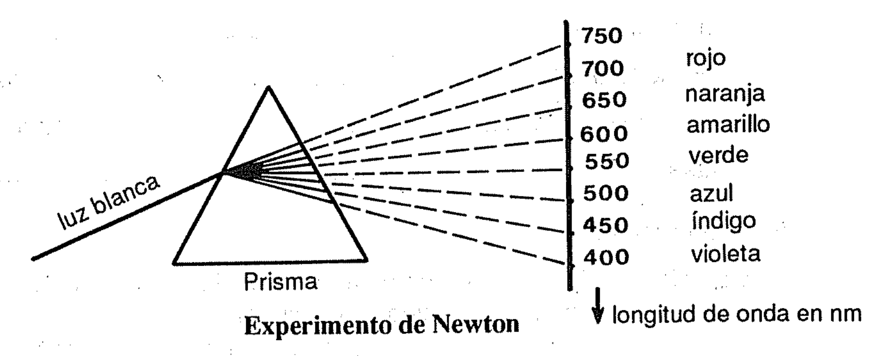
3) Suponiendo que el núcleo de un átomo tenga un diámetro de 1 mm, calcule el diámetro aproximado del átomo total en metros:

Rta.: ....

IV. LOS ELECTRONES ESTÁN EN NIVELES DE ENERGÍA

1. LA ESPECTROSCOPIA

La luz solar es una forma de energía que se propaga por ondas electromagnéticas cuya velocidad en el vacío es de 300.000 km/s. Esta luz blanca está formada por siete colores que se dispersan cuando atraviesan un prisma:



Experimento de Newton

Nanómetro (nm)
Submúltiplo de la unidad de longitud, equivalente a 10^{-9} metro.

Este mismo fenómeno es el que se observa cuando la luz solar atraviesa las gotas de lluvia, que actúan como pequeños prismas, formando el arco iris.

Espectro
Conjunto de bandas coloreadas que se obtienen al dispersar una radiación.

La secuencia de bandas de colores que va desde el rojo hasta el violeta se denomina **espectro**, palabra que etimológicamente significa "fantasma". El espectro formado por la luz blanca es **continuo** porque se va pasando gradualmente de un color a otro.

Los diferentes colores del espectro solar dependen de la longitud de onda de las radiaciones y corresponden a distintas cantidades de energía luminosa.

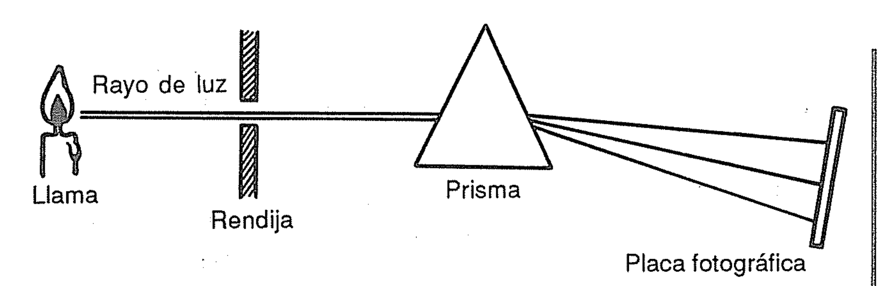
Al atravesar el prisma, se desvía más el violeta por ser el de menor longitud de onda (mayor contenido energético) y sufre menos desviación el rojo por ser el de mayor longitud de onda (menos energía).

1.1. Los espectros atómicos

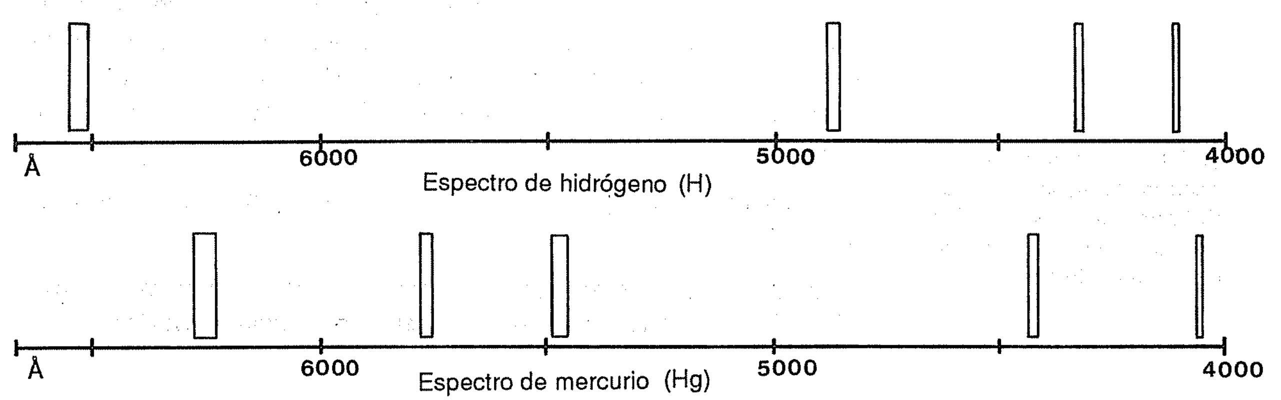
También se ha observado que las sustancias al ser calentadas producen radiaciones luminosas de colores característicos. Así, si se expone a la llama un alambre de cobre, se observa que la llama toma un color verde; los compuestos de sodio dan una radiación de color amarillo; los compuestos de potasio, violeta, y los compuestos de calcio, anaranjado.

El análisis de los espectros atómicos permitió profundizar el conocimiento de la estructura del átomo.

Hacia mediados del siglo XIX, **Bunsen** y **Kirchoff**, investigaron los espectros producidos por la luz emitida por las sustancias cuando son excitadas por el calor. Para realizar sus estudios utilizaron el espectroscopio, que puede esquematizarse así:



En las investigaciones efectuadas, Bunsen y Kirchoff observaron que la luz emitida por las distintas sustancias producía un espectro formado por un conjunto de líneas muy finas de colores diferentes, separadas entre sí por espacios oscuros, que se denominó **espectro de rayas**. Este espectro es **discontinuo** pues no hay una transición gradual de una línea a otra. A modo de ejemplo, veamos los siguientes espectros de emisión:



Cada elemento químico origina un espectro de rayas que le es característico y distinto de los otros elementos.

Cada elemento químico origina su propio espectro discontinuo.

Cada una de las líneas corresponde a una clase de radiación luminosa con un determinado contenido energético.

La formación del espectro de rayas indica que los átomos emiten energía en valores definidos y concretos y no en cantidades variables.

1. 2. Interpretación de Bohr

En 1913, **Niels Bohr** propuso una hipótesis que explica a qué se deben los espectros de rayas y cómo están distribuidos los electrones en el átomo. Para ello tomó como base la teoría cuántica de **Planck**, la cual sostiene que la energía es discontinua, porque está formada por ciertas **porciones** llamadas **cuantos**, de modo similar a lo que sucede con la materia, formada por átomos.

Cuanto
Cantidad definida de energía que una partícula puede emitir o absorber en forma de radiación.

Entonces, la energía que radian los átomos cuando son sometidos a la acción del calor no puede tener cualquier valor sino que debe ser un múltiplo de dichos **cuantos**. Se emiten 1, 2, 3 o más **cuantos** y no valores intermedios, tales como 1,2 ó 2,8.

El electrón no puede estar entre dos niveles de energía.

Planck determinó que el valor del **cuanto** no es siempre el mismo sino que depende de la frecuencia de la radiación emitida, estableciendo que dicho valor es igual a:

$E = h.\nu$

E = energía
h = constante de Planck= $6{,}624.10^{-34}$ J
ν = frecuencia de la radiación.

Bohr, aplicando lo postulado por Planck, sostuvo que los electrones no pueden encontrarse en el átomo con cualquier cantidad de energía, sino con valores concretos y definidos, es decir, en determinados **niveles de energía**.

Cuando el átomo recibe energía, como por ejemplo calor, los electrones pasan a niveles superiores. Luego, cuando se va enfriando, emite la energía ganada en forma de radiaciones luminosas y los electrones vuelven a los niveles en que se encontraban al comienzo. Esta es la causa de la formación de rayas en los espectros producidos por las sustancias incandescentes.

La interpretación de los espectros atómicos, permitió a Bohr proponer que los electrones están en determinados niveles de energía.

Cada una de las rayas coloreadas indica la diferencia entre dos niveles de energía de los electrones del átomo.

En base a esta interpretación, Bohr sostuvo que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas o niveles de energía definidos.

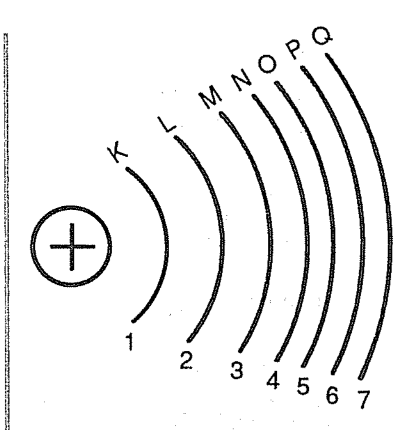
2. MODELO DE BOHR

Los principales postulados de **Bohr** se pueden expresar así:

- Los electrones no poseen cualquier cantidad de energía sino valores determinados (cierto número de **cuantos**).
- Los electrones sólo pueden girar alrededor del núcleo positivo en determinadas órbitas circulares, denominadas **niveles** o **estados de energía**.
- Mientras los electrones se encuentran en dichos niveles no emiten energía, por lo cual se denominan **niveles** o **estados estacionarios.**
- Cuando el electrón gira en la órbita más próxima al núcleo se encuentra en su estado más estable (estado fundamental).
- Cuando un electrón salta de un nivel a otro inferior pierde un **cuanto** de energía, emitiendo una radiación luminosa característica. Por el contrario, cuando salta a un nivel superior absorbe un **cuanto** de energía que recibe del exterior (calor, luz, electricidad).

- Los electrones sólo pueden variar de energía pasando de un nivel a otro en forma brusca e instantánea y no por una transición gradual, porque ello se debe a la emisión o absorción de **cuantos** de energía.
- Los niveles de energía se identifican con números naturales, denominados **números cuánticos principales** (n). Al nivel de menor energía (más próximo al núcleo) se le asigna el número 1, siguiendo con el 2 para el siguiente y así sucesivamente hasta llegar al 7.

  La expresión niveles de energía es sinónimo de los términos órbita o capa, que se utilizaban en los primeros modelos. Las órbitas o capas también se identifican con las letras K, L, M, N, O, P y Q. (Véase figura.)
- El número de electrones para cada nivel energético no puede ser superior a $2.n^2$. Así, para el primer nivel (n=1) resulta $2.1^2=2$; para el segundo nivel (n=2) $2.2^2=8$;para el tercero (n=3) $2.3^2=18$, etcétera.
- La diferencia de energía entre los niveles va siendo cada vez menor a medida que se alejan del núcleo. Por lo tanto, los niveles están más próximos entre sí a medida que aumenta el valor de n. (Véase diagrama.)



Estructura atómica según Bohr

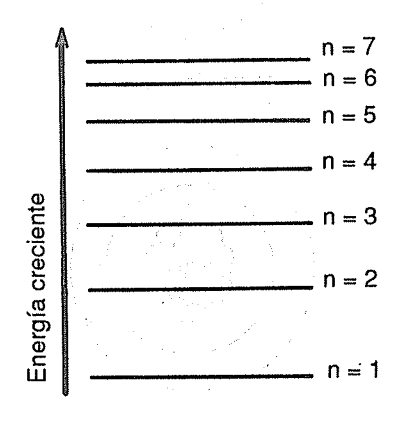


Diagrama de niveles energéticos

3. EL DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN

En 1920, **Rutherford** supuso que en el núcleo atómico, además de protones, existía otra partícula sin carga eléctrica que por esta causa era difícil de descubrir.

Esto fue confirmado por **James Chadwick**, en 1932, al comprobar la existencia de una partícula nuclear eléctricamente neutra y con una masa aproximadamente igual a la del protón, que fue denominada **neutrón**. Se ha establecido que:

El *neutrón* tiene una masa de $1{,}6748.10^{-24}$ gramos (1,00866 u.m.a.) y su carga eléctrica es nula.

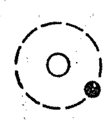
La masa del **neutrón** es similar a la de los átomos de hidrógeno formados por un protón y un electrón.

4. MODELO DE RUTHERFORD-BOHR

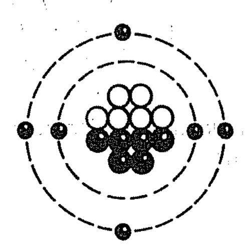
Sobre la base de las investigaciones de Rutherford y Bohr, la estructura del átomo se puede resumir del siguiente modo:

- El átomo está compuesto por protones, neutrones y electrones.

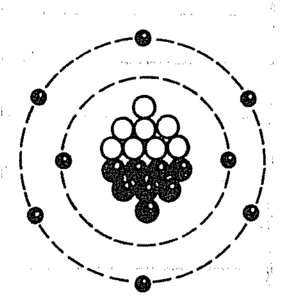
○ = protón
● = neutrón
• = electrón



Átomo de hidrógeno



Átomo de carbono



Átomo de oxígeno

Z =	número de protones = número de electrones.

- El átomo consta de un núcleo formado por protones y neutrones. Estas partículas son las responsables de la masa del átomo.
- El núcleo tiene carga positiva porque los protones son positivos y los neutrones carecen de carga.
- En la zona extranuclear, también llamada corteza, se encuentran los electrones cuya masa es casi despreciable. Esta zona presenta grandes espacios vacíos.
- Los electrones se ubican a diferentes distancias del núcleo en determinados niveles de energía. Cada uno de estos niveles sólo admite un cierto número de electrones (el número máximo de electrones de cada nivel se calcula aplicando la fórmula $2.n^2$).
- La cantidad de protones positivos es igual a la cantidad de electrones negativos, de modo que el átomo en su conjunto es eléctricamente neutro.

5. NÚMEROS IMPORTANTES

Los números que caracterizan a los átomos son el número atómico y el número de masa.

5.1. Número atómico

Los átomos de cada elemento presentan un determinado número de protones en su núcleo, número que le es propio y distintivo. Así, los átomos de hidrógeno tienen un protón; los de oxígeno, ocho; los de carbono, seis; los de hierro, veintiséis, etc. Ese número que sirve para identificarlos se denomina **número atómico** y se representa con la letra **Z**.

En consecuencia:

> *Número atómico (Z)* **es la cantidad de protones que tiene un átomo en su núcleo.**

En el caso del hidrógeno su Z=1 porque tiene un protón; en el oxígeno Z=8; en el carbono Z=6; en el hierro Z=26; etcétera.

Como los átomos son neutros desde el punto de vista eléctrico, el Z indica también el número de electrones que tienen. Entonces los átomos de hidrógeno cuentan con un electrón; los de oxígeno, con ocho; los de carbono, seis; los de hierro, veintiséis; etcétera.

5.2. Número de masa o másico

La masa de un átomo está concentrada en el núcleo formado por protones y neutrones, porque la masa de los electrones es tan pequeña que

puede no tenerse en cuenta. Por eso, la suma de protones y neutrones de un átomo se denomina **número de masa** o **número másico** y se representa con la letra A. Entonces:

A =	número de protones + número de neutrones.

> *Número de masa (A)* es igual a la suma del número de protones y neutrones que tiene un átomo en su núcleo.

Así, si un átomo de oxígeno tiene ocho protones y ocho neutrones, su número de masa (A) es igual a 16. En un átomo de cloro, que tiene 17 protones y 18 neutrones, su A=35, etcétera.

$A = Z + n$

$n = A - Z$

Como la masa del protón y del neutrón es aproximadamente igual a 1 u.m.a., el valor del número másico es aproximadamente igual a la masa atómica.

6. REPRESENTACIÓN DE LOS ÁTOMOS

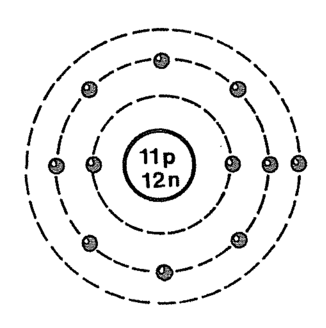
La representación de un átomo cualquiera (X) puede efectuarse del siguiente modo:

$^{A}_{Z}X$ X = Símbolo químico

A = Número de masa y Z = Número atómico

Así, por ejemplo, $^{16}_{8}O$ indica que el átomo de oxígeno tiene protones = 8; electrones = 8 y neutrones = 16-8=8.

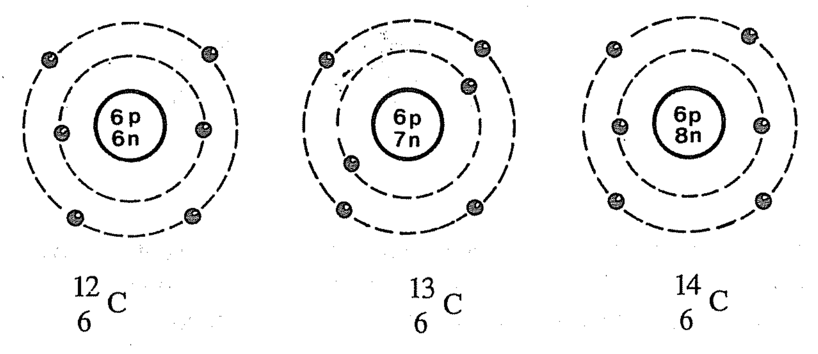
$^{23}_{11}Na$ representa protones = 11; electrones = 11 y neutrones = 23-11=12.



Átomo de sodio según Bohr.

7. ISÓTOPOS

El estudio de los átomos de un mismo elemento permite encontrar casos como el siguiente:



$^{12}_{6}C$ $^{13}_{6}C$ $^{14}_{6}C$

Todos estos átomos pertenecen al elemento carbono, pues tienen 6 protones en su núcleo (Z=6). Sin embargo, presentan diferente número

Isótopos del hidrógeno

$^{1}_{1}H$ = Protio

$^{2}_{1}H$ = Deuterio

$^{3}_{1}H$ = Tritio

de neutrones, por lo cual su número másico es distinto (A=12; A=13; A=14). Estos átomos con igual número de protones pero diferente masa se denominan **isótopos.**

En consecuencia:

Isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico pero distinto número de masa.

Isótopos de algunos elementos

ELEMENTO	Número atómico	Número másico	Abundancia en la Naturaleza (%)
Hidrógeno	1	1	99, 98
	1	2	0, 016
	1	3	0, 000 000 001
Oxígeno	8	16	99, 76
	8	17	0,04
	8	18	0, 20
Cloro	17	35	75, 40
	17	37	24, 60
Uranio	92	234	0, 008
	92	235	0, 70
	92	238	99, 3
Plomo	82	208	52, 0
	82	207	22, 0
	82	206	24, 0
	82	204	2, 0

Algunos **isótopos** son **radiactivos,** tal el caso de

$^{3}_{1}H$ y $^{14}_{6}C$

Se los denomina **radioisótopos**

7.1. Masa atómica promedio

En la Naturaleza, cada elemento, generalmente, se presenta como una mezcla de isótopos en diferentes proporciones. Los casos que se indican en el cuadro anterior constituyen ejemplos de este hecho.

En consecuencia, la masa atómica de los elementos resulta ser el promedio de dicha mezcla de isótopos.

Cuando se conoce el número de masa de cada uno de los isótopos de un elemento y sus correspondientes porcentajes, es posible calcular la masa atómica promedio. Así, en el caso del hidrógeno, se tiene:

$$^{1}_{1}H = 99,20\,\% \; ; \; ^{2}_{1}H = 0,79\,\% \; ; \; ^{3}_{1}H = 0,000\,000\,001\ \%$$

Entonces:

$$\textbf{Masa atómica promedio (A)} = \frac{(99,20 \ . \ 1) + (0,79 \ . \ 2) + (0,000\,000\,001 \ . \ 3)}{100} =$$

$$= \frac{99,20 + 1,58 + 0,000\,000\,003}{100} = 1,007\,800\,003.$$

En general, la masa atómica de cualquier elemento se calcula aplicando la siguiente fórmula:

$$A = \frac{(x_1\,\% \ . \ A_1) + (x_2\,\% \ . \ A_2) + \ldots\ldots + (x_n\,\% \ . \ A_n)}{100} = \ldots$$

Esto explica por qué los valores de las masas atómicas que se encuentran en las tablas no son números enteros.

MASAS ATÓMICAS INTERNACIONALES	
Elemento	**Masa atómica**
H	1,008
He	4,003
Li	6,940
Be	9,013
B	10,82
C	12,011
N	14,008
O	16,000
F	19,00
Ne	20,183

En consecuencia:

> La *masa atómica promedio (A)* de un elemento está dada por la abundancia porcentual de los isótopos que presenta en la Naturaleza.

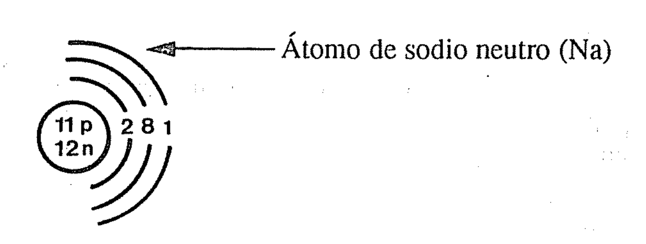
8. IONES

Entre los elementos químicos se encuentran los metales y los no metales.

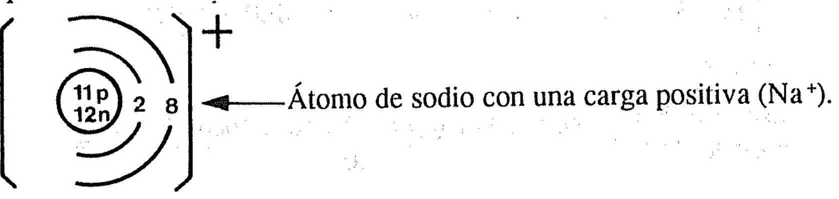
ION
Partícula con carga eléctrica por pérdida o ganancia de electrones.

▪ Los átomos de los **metales** tienen en su órbita externa menos de cuatro electrones y tienden a perderlos. Así, en el caso del sodio, se observa lo siguiente:

El átomo de $^{23}_{11}Na$ tiene la siguiente estructura según **Bohr:**



Este átomo trata de perder el electrón de su órbita externa. Cuando ello sucede queda con 11 protones y 10 electrones y por lo tanto ya no es eléctricamente neutro sino que presenta una carga positiva, de manera que su estructura es:



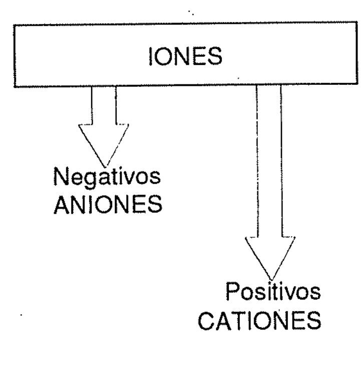
Este átomo con carga eléctrica se denomina **ion** y como esa carga es positiva, **catión**.

Los átomos de los **metales** tienen tendencia a transformarse en **cationes**.

Otro ejemplo se puede ver en el caso del ${}^{24}_{12}Mg$:

12 p 12 n 2 8 2 → [12 p 12 n 2 8]$^{2+}$ + 2e

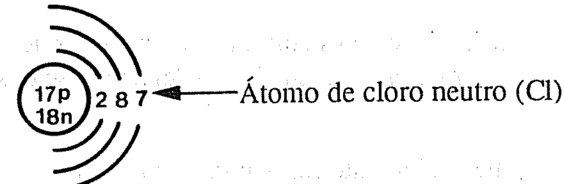
Átomo de magnesio (Mg) — Catión de magnesio (Mg^{2+})



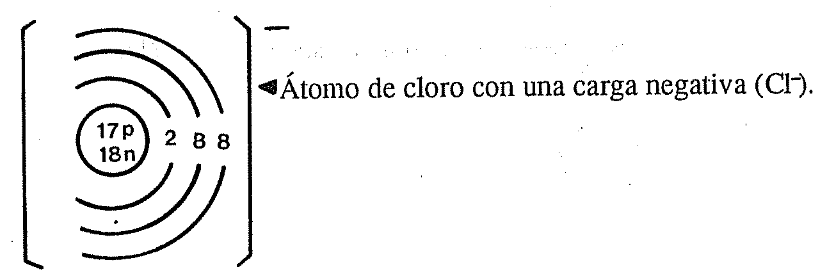
Generalizando:

Los átomos que tienen en su última órbita 1, 2 ó 3 electrones (metales) tienden a perderlos, transformándose en cationes.

■ Los átomos de los **no metales** tienen más de cuatro y menos de ocho electrones en su última órbita y procuran ganar electrones para tener ocho electrones en dicha órbita y así adquirir estabilidad. El átomo de ${}^{35}_{17}Cl$ presenta esta estructura:

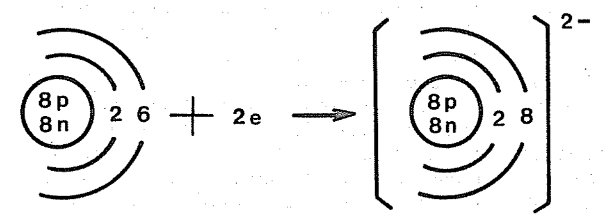


Si este átomo gana un electrón pasa a tener la siguiente estructura:



Este átomo tiene 18 electrones y 17 protones y entonces manifiesta una carga negativa. Por lo tanto es un ion negativo que se denomina **anión.**

De modo similar se puede observar en el caso del $^{16}_{8}O$



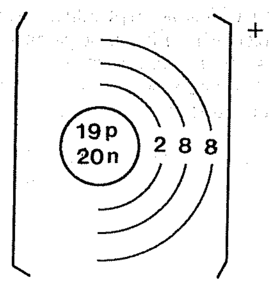
Átomo de oxígeno (O) Anión de oxígeno O^{2-})

Los átomos de los **no metales** tienen tendencia a convertirse en **aniones.**

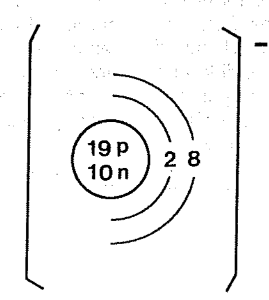
Entonces:

Los átomos que tiene en su órbita externa 5, 6 ó 7 electrones (no metales) tratan de ganar electrones hasta llegar al número de ocho, convirtiéndose en aniones.

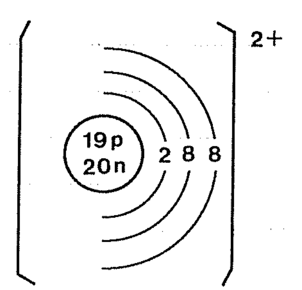
Otros ejemplos de iones:



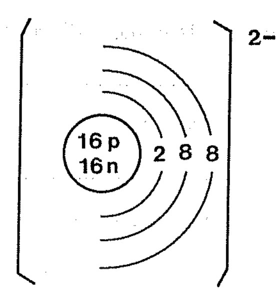
Catión potasio (K^+)
(monovalente)



Anión fluoruro
(monovalente)



Catión calcio (Ca^{2+})
(divalente)



Anión sulfuro (S^{2-})
(divalente)

Los iones son muy importantes en todos los procesos biológicos.

LECTURA COMPRENSIVA

MUÉSTRAME TU CARBONO Y TE DIRÉ DE CUÁNDO ERES

La desintegración radiactiva (emisión espontánea, por parte de ciertos núcleos atómicos, de partículas alfa, electrones y rayos gamma) está gobernada por las leyes de la mecánica cuántica, expresadas en forma probabilística, y por lo tanto, nadie puede predecir exactamente cuándo **un** determinado núcleo se va a desintegrar, solo se pueden establecer probabilidades de que ello ocurra.

Pero las cosas cambian cuando se manipula un número grande de átomos: empiezan a prevalecer las leyes de los grandes números, y el comportamiento resulta predecible. Así, el parámetro que mide el ritmo de desintegración de un material radiactivo es la **vida media: el tiempo en que una cantidad cualquiera de ese material se reduce a la mitad.**

La vida media del radio 226, por ejemplo, es de 1.600 años. Si tenemos 1 gramo de Ra226, al cabo de 1.600 años nos quedará solo medio gramo, pasados otros 1.600 años solo un cuarto, y si esperamos 1.600 años más, tendremos entre manos solo un octavo de nuestro gramo inicial. Lo mismo ocurriría si tuviéramos un kilogramo o una tonelada de Ra226: **después de 1.600 años disminuiría a la mitad.** Cada elemento radiactivo tiene una vida media característica, de la cual seguramente se siente orgulloso, y que puede ser muy variada: la del uranio es de cuatro mil quinientos millones de años, la del plutonio 244, de 70 millones de años, la del cloro 36, de trescientos mil años, la del tecnecio 99, seis horas, y la del hidrógeno 3, menos de un segundo, entre otros. Este rasgo singular de los elementos radiactivos (reducirse a la mitad en períodos definidos e iguales de tiempo) ha tendido una inesperada mano a la historia, la arqueología y la antropología, proporcionándoles un método notable y eficaz de datación de acontecimientos, mediante el **carbono 14, un isótopo radiactivo del carbono, cuya vida media es de 5.730 años.**

La radiación cósmica secundaria provoca en la atmósfera la **formación continua de carbono 14.** Estos dulces y radiactivos átomos de C14 se mezclan regularmente con el más "normal" carbono 12, presente en la atmósfera, y así el dióxido de carbono atmosférico contiene **una proporción constante de C14.** Pero los seres vivos absorben dióxido de carbono y por lo tanto **también en los tejidos de toda materia viviente aparece una concentración permanentemente renovada de C14** que se mantiene constante. Cuando el ser vivo en cuestión muere, **su intercambio con la atmósfera cesa, y la concentración de C14 comienza a disminuir a medida que éste se desintegra sin reponerse.** Se ha puesto en marcha el reloj radiactivo.

Así, supongamos que se encuentran restos arqueológicos de un asentamiento humano primitivo: cerámicas, utensilios, etc., y huesos humanos. Sabemos cuál es la concentración de carbono 14 que debería haber en los huesos pertenecientes a un ser que está vivo.

Medimos la que hay en los huesos fósiles: **si encontramos que es la mitad, quiere decir que la mitad del C14 se ha desintegrado, y, en consecuencia, desde la muerte del triste propietario de los huesos en cuestión han pasado 5.730 años.** Si lo que encontramos es la cuarta parte, han transcurrido dos períodos, es decir, 11.460 años, y así siguiendo. Por supuesto, cualquier valor intermedio también puede ser manejado mediante un sencillo cálculo. O sea que, allí donde haya restos de materia orgánica, los residuos de carbono 14 delatan la fecha. Difícilmente pueda haber un sistema de datación más preciso, y ha sido usado ya para fechar acontecimientos históricos que se remontan hasta sesenta mil años atrás, y para establecer correspondencias entre fósiles que se pierden en la oscuridad del tiempo.

(Tomado del artículo publicado en la Sección **Ciencia y Técnica** del diario **Clarín**, Buenos Aires, 1989. Adaptado por el autor.)

Actividades:

1. Lea atentamente el texto anterior. (Si encuentra palabras desconocidas, busque el significado en el diccionario.)
2. Subraye en el texto las ideas principales.
3. Reflexione y responda:

a) ¿Qué se entiende por **vida media** de un elemento radiactivo?: ....

....

b) ¿Qué es el carbono 14 ($_{14}C$) y cuál es su vida media?: ....

....

c) ¿Por qué es posible establecer la antigüedad de los restos fósiles, utilizando carbono 14?: ....

....

....

....

V. MODELO ATÓMICO MODERNO

1. PROPUESTA DE SOMMERFELD

La hipótesis de **Bohr** explicaba bien los espectros del átomo de hidrógeno, que es el más sencillo, pero no ocurría lo mismo con los átomos de los otros elementos que son más complejos. Esto obligó a continuar y profundizar las investigaciones.

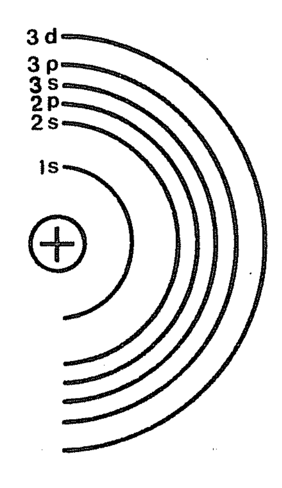
El físico alemán **Arnold Sommerfeld** (1868-1951) sugirió que los electrones, además de órbitas circulares, describen órbitas elípticas que se multiplican hasta destinar una para cada electrón. **Kessel, Lewis** y **Langmuir** suponen que tales elipses no se encuentran en un solo plano, sino en diferentes planos del espacio. Además; el núcleo puede estar en el centro (órbitas centradas) o desplazado hacia un polo (órbitas excéntricas).

El investigador **A. Sommerfeld** efectuó importantes contribuciones sobre la estructura atómica, los rayos X y el estado metálico.



2. SUBNIVELES ENERGÉTICOS

Bohr suponía que todos los electrones de una órbita o nivel dado presentan la misma energía, pero esto no es totalmente correcto. El estudio de los espectros de diferentes elementos demostró que, a excepción del primer nivel de energía, los otros están formados por varios subniveles íntimamente agrupados entre sí.

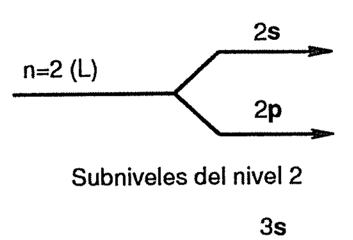


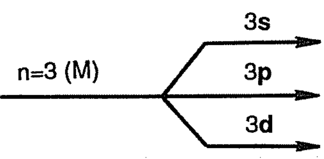
Se ha establecido que el número de subniveles de cada nivel energético es igual al número cuántico principal (**n**) de dicho nivel. Así, la órbita K (**n**=1) consta de un solo nivel; la órbita L (**n**=2) de dos subniveles; la órbita M (**n**=3) de tres subniveles y así sucesivamente.

Entonces, los dos electrones de la órbita K poseen la misma energía, pero en las otras órbitas o niveles no todos los electrones tienen exactamente la misma cantidad de energía. En la órbita L (**n**=2) los ocho electrones que pueden existir se encuentran separados en dos grupos con diferente contenido energético, en la órbita M (**n**=3) hay tres grupos, en la órbita N (**n**=4) hay cuatro, etcétera.

Sharp: agudo
Permanent: permanente
Diffuse: difuso
Fundamental: fundamental

Los subniveles se designan con las letras **s,p,d** y **f**, que corresponden a las iniciales de las palabras del inglés, relacionadas con los espectros atómicos: **s**harp, **p**ermanent, **d**iffuse y **f**undamental.





NIVEL	SUBNIVEL
1	s
2	s p
3	s p d
4	s p d f

El nivel energético 1 (K) presenta el subnivel **s**; el nivel 2 (L), los subniveles 2**s** y 2**p**; el nivel 3 (M), los subniveles 3**s**, 3**p** y 3**d**; el nivel 4 (N), los subniveles 4**s**, 4**p**, 4**d** y 4**f**, etcétera.

Del mismo modo que cada nivel admite un máximo de electrones, cada subnivel también tiene limitado el número de electrones que puede contener: los subniveles **s** hasta dos electrones, los subniveles **p** hasta seis electrones, los **d** hasta diez y los **f** hasta catorce.

Lo antes expuesto, puede esquematizarse del siguiente modo:

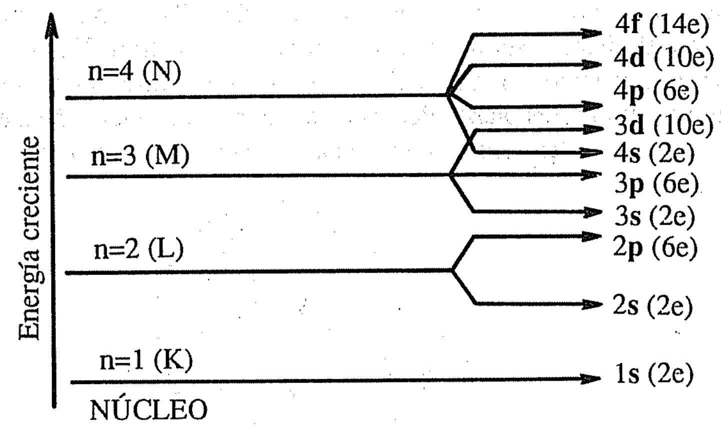


Diagrama de niveles y subniveles energéticos

En el análisis de este diagrama llama la atención el entrecruzamiento de los subniveles 4**s** y 3**d**. Como ya fue expresado, la diferencia de energía entre los niveles es cada vez menor a medida que se alejan del núcleo, es decir, que el nivel 1 está más separado del 2 que éste del 3 y así sucesivamente.

Entonces, a medida que aumenta el valor de **n**, los niveles de energía están más próximos entre sí. Además, al aumentar **n** también crece el número de subniveles de cada nivel. Esto determina que en los niveles superiores las energías de los subniveles cercanos difieran muy poco entre sí, llegando a su entrecruzamiento. Éste es aún mayor si se consideran los niveles 5, 6 y 7.

2.1. Configuración electrónica

La distribución de los electrones de un átomo en sus niveles y subniveles se puede representar en forma abreviada de la siguiente manera:

a) Un coeficiente que indica el número del nivel de energía (**n**).

b) Una letra que corresponde al subnivel.

c) Un supraíndice que señala el número de electrones que hay en el subnivel.

Así, a modo de ejemplo:

$_1H = 1s^1$ $_2He = 1s^2$

$_3Li = 1s^2\ 2s^1$ $_4Be = 1s^2\ 2s^2$

$_5B = 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ $_6C = 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

$_7N = 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ $_8O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$_9F = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ $_{10}Ne = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$_{11}Na = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

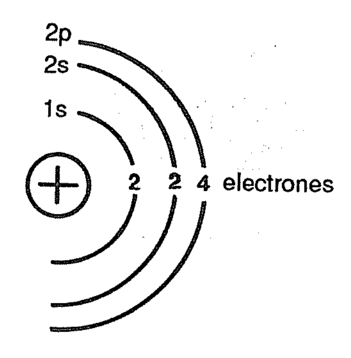
....

$_{18}Ar = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$_{19}K = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

$_{20}Ca = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

$_{21}Sc = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$



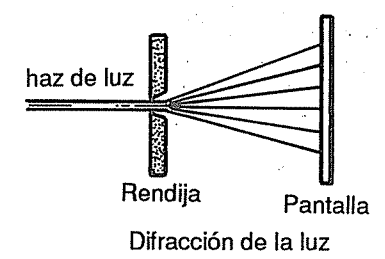
Átomo de oxígeno.

En razón del entrecruzamiento de subniveles, el orden en que se van completando los subniveles por energía creciente es el siguiente:

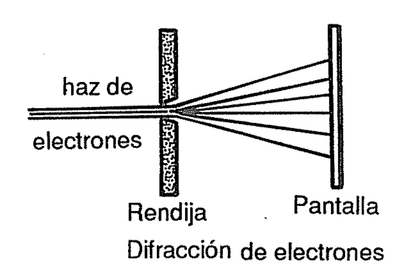
1s ——> 2s ——> 2p ——> 3s ——> 3p ——> 4s ——> 3d ——> 4p ——> 5s ——> 4d ——> 5p ——> 6s ——> 4f ——> 5d ——> 6p ——> 7s ——> 5f ——> 6d ——> 7p.

3. DUALIDAD ONDA-PARTÍCULA

En 1924, el físico francés **Luis De Broglie** sostuvo que las partículas muy pequeñas que se desplazan a alta velocidad (como es el caso de los electrones) tienen la propiedad de comportarse en ocasiones como corpúsculos materiales y en algunos fenómenos, como ondas. Un haz de electrones, en ciertos casos, actúa como partículas y en otros, se difracta al pasar por un cristal sólido, de modo similar a lo que sucede con un haz de luz al pasar por una rendija estrecha. Este comportamiento dual se conoce como **dualidad onda-partícula**.



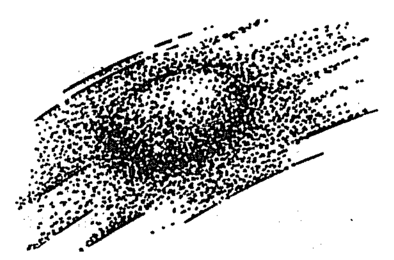
Difracción de la luz



Difracción de electrones

4. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE Y PROBABILIDAD

Cuando se ilumina un cuerpo en movimiento, como sucede al tomarle una fotografía, se hace incidir sobre dicho cuerpo una radiación dota-



Electrón a alta velocidad

da de energía. Si el objeto es de un tamaño considerable, la radiación no modifica su velocidad ni su posición. Pero, si se trata de una partícula muy pequeña, cuya energía es equivalente a la de los fotones de la luz, la velocidad de esa partícula será modificada en el momento en que se produce el choque.

Esta observación llevó al físico alemán **Werner Heisenberg**, en 1926, a enunciar el **principio de incertidumbre**:

> Es imposible conocer con certeza en forma simultánea la velocidad y la posición de una partícula en movimiento.

En el caso del electrón, si se intenta determinar su posición en un momento dado fotografiándolo, la luz modifica su velocidad; por el contrario, si se desea conocer la velocidad en un determinado instante, la posición se verá borrosa.

> **Werner Heisenberg**, Premio Nobel de física en 1932, formuló la teoría de la mecánica cuántica juntamente con Bohr y Jordan.

Entonces, como resulta imposible determinar la trayectoria del electrón dentro del átomo, es mejor buscar la **probabilidad** de que dicho electrón se encuentre en una determinada zona del átomo.

El cálculo para determinar la probabilidad de establecer la posición del electrón en un átomo es un problema matemático muy complejo, que se resuelve aplicando los principios de la **mecánica ondulatoria**.

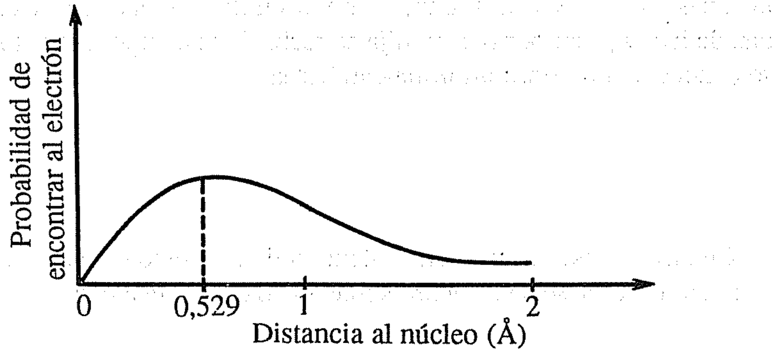
Ésta utiliza la ecuación matemática sobre el movimiento de las ondas para deducir la probabilidad de localizar las partículas minúsculas, como los electrones, que se pueden comportar como ondas.

> **Erwin Schrödinger** (1887-1961), físico austríaco, desarrolló las ideas de L. de Broglie referentes a la mecánica ondulatoria.

Así, resolviendo la ecuación de ondas de **Schrödinger,** se puede conocer la probabilidad de encontrar un electrón a diferentes distancias del núcleo.

5. ORBITAL ATÓMICO

En el caso del hidrógeno, que es el átomo más simple que existe, aplicando la ecuación de onda de Schrödinger se obtiene el siguiente gráfico:



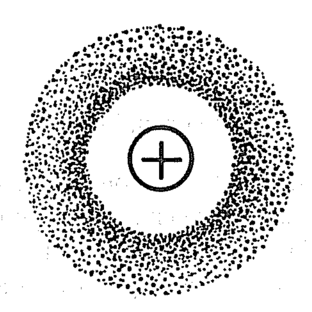
En este gráfico se observa que la probabilidad de encontrar al electrón en el núcleo es cero.

A medida que se aleja del núcleo aumenta dicha probabilidad hasta alcanzar su máximo valor a 0,529 Å. A partir de ahí la probabilidad disminuye paulatinamente.

Å = Angstrom $=10^{-10}$ m

La distancia de 0,529 Å coincide con el radio que había deducido **Bohr** para el primer nivel de energía. Esto permite comprender por qué el modelo de **Bohr** explicaba bien el espectro del hidrógeno, pero no sucedía lo mismo con los otros elementos. Además, demuestra que el mencionado modelo de **Bohr** es una aproximación al modelo atómico moderno.

La interpretación del gráfico permite deducir que la probabilidad de encontrar al electrón está dada en una zona esférica de radio de 0,529 Å alrededor del núcleo, que puede representarse así:



Esta esfera es de contornos difusos porque existe alguna probabilidad, aunque muy escasa, de que el electrón esté fuera de la zona de mayor densidad.

En consecuencia, se puede imaginar al núcleo positivo del átomo rodeado por una nube de carga negativa, producida por el electrón en movimiento. Dicha nube es más densa en la región en que existe mayor probabilidad de encontrar al electrón.

Es conveniente aclarar que en la actualidad se habla del electrón no tanto como partícula sino como onda o nube de carga negativa que ocupa un espacio alrededor del núcleo.

A partir de esta interpretación se estableció el concepto de **orbital atómico**, que puede expresarse así:

> *Orbital atómico* es la zona alrededor del núcleo donde existe la mayor probabilidad de encontrar al electrón.

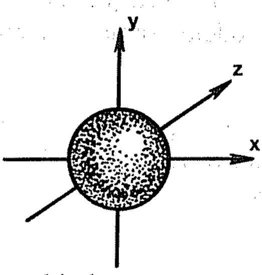
La noción de orbital difiere sustancialmente de la idea de que existían órbitas definidas en las cuales giran los electrones, según sostenía Bohr.

Los electrones en su movimiento no describen órbitas definidas, sino que ocupan zonas alrededor del núcleo, llamadas **orbitales**.

5.1. Forma y número de orbitales de cada nivel

El concepto de orbital es abstracto, es una función de ondas de la cual deriva una ecuación de probabilidades. Sin embargo, es útil lograr una representación física que sea lo más fiel posible al modelo matemático.

La forma de los orbitales depende del subnivel que ocupa el electrón. Los orbitales de los subniveles **s** tienen forma esférica. Esto implica que la probabilidad de encontrar al electrón es igual en todas las direcciones a partir del núcleo y sólo depende de la distancia del mismo.



(El núcleo del átomo está en el centro de la esfera, en la intersección de los ejes x, y, z)

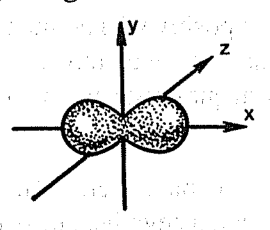
orbital s

En cada subnivel s hay un solo orbital s.

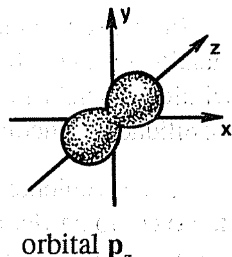
Los orbitales de los subniveles **p** no presentan simetría esférica. La probabilidad de encontrar al electrón no sólo depende de la distancia al núcleo, sino también de la direccción que se sigue. De acuerdo con el cálculo de probabilidades, se considera que un orbital **p** está formado por dos esferas difusas a ambos lados del núcleo. En cada subnivel **p** hay tres orbitales **p** que suelen llamarse p_x, p_y y p_z, los cuales son perpendiculares entre sí y se hallan orientados hacia los tres ejes x, y, z de un sistema cuyo origen está en el núcleo.

orbitales p_x p_y y p_z

orbital p_x



orbital p_y



orbital p_z

Los subniveles **d** constan de cinco orbitales y los subniveles **f** de siete. Sus formas aumentan en complejidad.

6. SPIN DEL ELECTRÓN

SPIN
Voz inglesa= Rotación.
Movimiento cinético propio de una partícula.

Los electrones, además del movimiento de traslación alrededor del núcleo, presentan la facultad de girar sobre sí mismos (algo similar a lo

que sucede con la Tierra que gira simultáneamente alrededor del Sol y sobre su propio eje).

Ese movimiento de rotación del electrón en torno a su eje se realiza en una misma dirección pero en dos sentidos posibles, ya que puede girar en el sentido de las agujas del reloj o en sentido contrario.

Entonces se puede establecer que:

> *Spin* es la facultad que tiene el electrón de girar sobre sí mismo en una misma dirección y dos sentidos posibles.

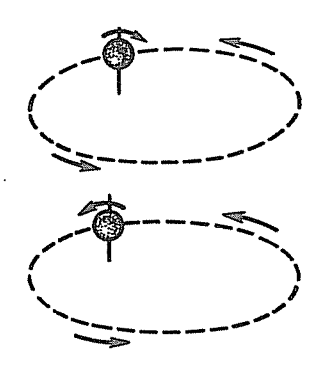
El electrón al ser una carga negativa giratoria, como ocurre con toda carga en estas condiciones, crea un campo magnético. Por lo tanto, el electrón se comporta como un pequeño imán.

Los dos sentidos posibles del spin corresponden a dos imanes de signo contrario (norte y sur), lo cual determina que dos electrones de spin opuesto se atraigan de modo semejante a como lo hacen los imanes. Sin embargo, como la repulsión eléctrica debida a sus cargas negativas es mayor que la atracción magnética, permanecen separados.

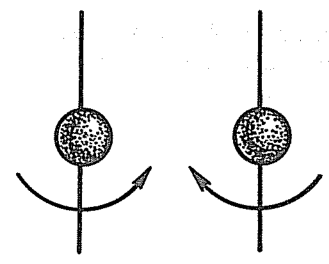
Cuando hay varios electrones en un mismo subnivel, cada uno de ellos es atraído por otro de spin opuesto. Esto determina que **en un orbital sólo puedan coexistir dos electrones**.

A modo de resumen:

Nivel	Subnivel	Número de electrones	Número de orbitales
1	s	2	1
2	s	2	1
	p	6	3
3	s	2	1
	p	6	3
	d	10	5
4	s	2	1
	p	6	3
	d	10	5
	f	14	7



El electrón tiene un movimiento de traslación alrededor del núcleo y otro de rotación sobre su eje en dos sentidos posibles.



electrones con spin opuesto.

6.1. Representación de los electrones en orbitales

Para visualizar la distribución de los electrones en orbitales, se puede representar cada orbital por un pequeño cuadrado, dividido por una diagonal y cada electrón mediante una flecha:

Entonces el orbital puede estar:


vacío


incompleto (1 electrón)


completo (2 electrones)

En el caso del orbital completo las flechas tienen sentido contrario para indicar que los electrones presentan spin contrario.

En cada orbital sólo puede haber dos electrones con spins opuestos

El llenado de los orbitales por los electrones se realiza a partir de los niveles y subniveles en orden creciente de energía. Cada nuevo electrón se incorpora a un orbital vacío.

De ese modo los elementos quedan representados así:

$_1H$ = 1s

$_2He$= 1s

$_3Li$ = 1s 2s

$_4Be$ = 1s 2s

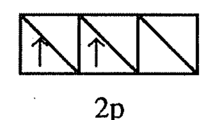
6.2. Regla de Hund

En el caso de los subniveles **p**, **d** y **f**, que tienen varios orbitales se sigue la regla de **Hund** que expresa:

No se completa un orbital hasta que haya un electrón en todos los orbitales de su subnivel.

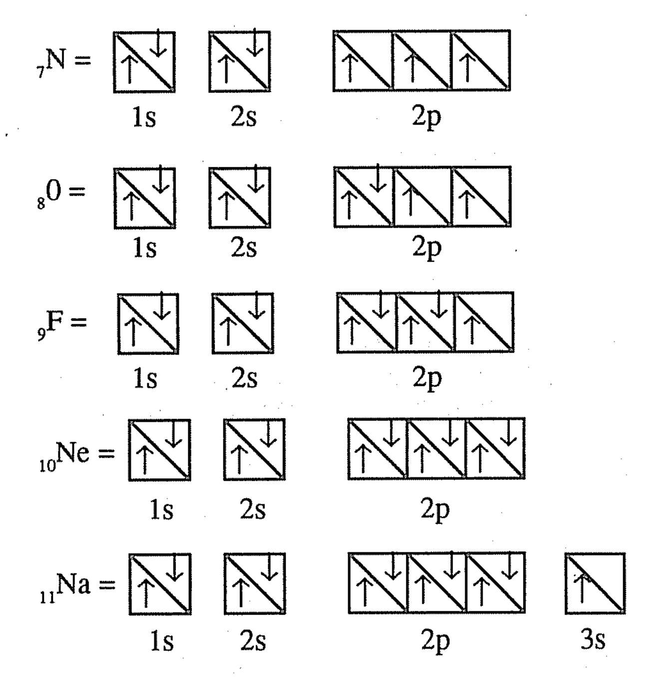
$_5B$ = 1s 2s

2p

$_6C$ = 1s 2s

2p

Friedrich Hund, físico alemán, realizó investigaciones sobre estructura atómica y molecular.

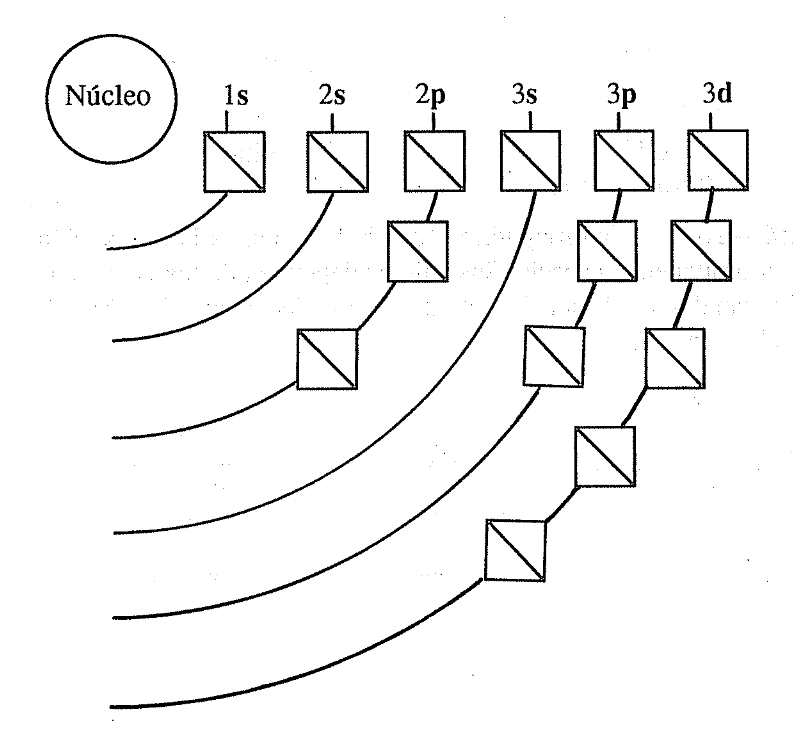
El subnivel **2p** está representado por tres cuadrados juntos.



Electrón diferencial

> La comparación de los átomos de un elemento con los del elemento de número atómico anterior muestra que existe un electrón de diferencia, el cual recibe el nombre de *electrón diferencial.*

A pesar de que el modelo atómico actual es un concepto abstracto que se ha elaborado a partir de complejos cálculos matemáticos, en el siguiente esquema se trata de dar una imagen visual de la distribución de los orbitales en los tres primeros niveles de energía:



Resulta muy difícil lograr una representación física del modelo atómico matemático.

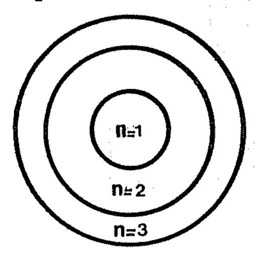
NÚMEROS CUÁNTICOS
- Principal - Azimutal - Magnético - De spin

7. LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

Al resolver la ecuación de onda de Schrödinger se introdujeron los llamados **números cuánticos.** Estos números describen la ubicación y propiedades de los electrones.

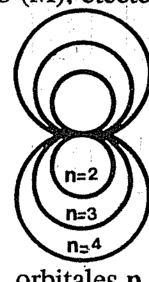
Cada uno de los electrones queda caracterizado por cuatro números cuánticos, a saber:

a) **número cuántico principal (n)**: corresponde al número del nivel de energía y determina el volumen o tamaño del orbital. Sus valores pueden ser **n**=1 (K); **n**=2 (L); **n**=3 (M); etcétera.



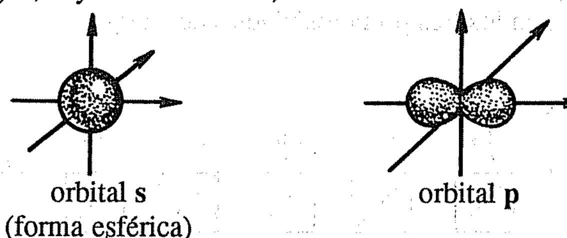
orbitales s

(Varían de tamaño según el nivel)



orbitales **p**

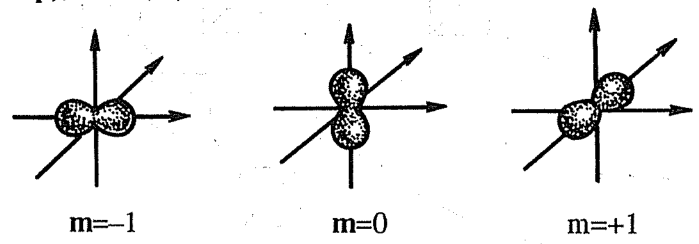
b) **número cuántico secundario o azimutal** (**l**): establece el subnivel donde se encuentra el electrón e indica la forma del orbital. Sus valores están comprendidos entre 0 y **n**-1. Así, para **n**=1, **l**=0, lo cual indica que en el primer nivel hay un solo subnivel; cuando **n**=2, **l**=0 y 1, entonces en el nivel 2 hay dos subniveles ; si **n**=3, **l**=0,1 y 2, hay tres subniveles; etcétera.



orbital s
(forma esférica)

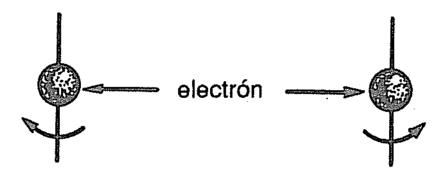
orbital **p**

c) **número cuántico magnético** (**m**): indica cuál es la orientación del orbital en el espacio. Sus valores dependen de los valores de **l** y van desde **-l** hasta **+l**, incluido el cero. Así cuando **l**=1 (subnivel **p**), **m**=–1, 0,1.



m=–1 m=0 m=+1

d) número cuántico de spin (m_s): señala el sentido de rotación del electrón sobre sí mismo. Sus valores pueden ser + 1/2 ó –1/2 (↑ ↓).



Experimentalmente se ha demostrado que la mayoría de las partículas elementales (protón, neutrón, etc.) poseen spin 1/2 como el electrón.

7.1. Principio de exclusión de Pauli

En el átomo los electrones no se distribuyen en forma arbitraria. Cada nivel energético admite un número máximo de electrones, que surge de la aplicación del denominado **Principio de exclusión de Pauli:**

> En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, sino que deben diferir, por lo menos, en el valor de uno de sus números cuánticos.

En el primer nivel se tiene: **n**=1; **l**=0; **m**=0 y m_s= +1/2 ó –1/2. Entonces, sólo pueden formarse dos combinaciones en las cuales los electrones no tienen los cuatro números cuánticos idénticos, a saber:

1. **n**=1; **l**=0; **m**=0; m_s= +1/2
2. **n**=1; **l**=0; **m**=0; m_s= –1/2

En consecuencia, en el primer nivel sólo pueden coexistir dos electrones como máximo, uno con spin +1/2 y el otro con spin –1/2. Un tercer electrón debería necesariamente repetir los cuatro números cuánticos de alguno de dichos electrones y ello no está permitido de acuerdo con el Principio de Pauli.

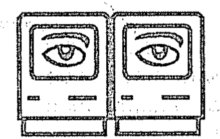
En el segundo nivel como **n**=2; **l**=1,0; **m**=–1,0, +1 y m_s= +1/2, –1/2, son posibles las siguientes combinaciones:

Número	n	l	m	m_s
1	2	0	0	+1/2
2	2	0	0	–1/2
3	2	1	–1	+1/2
4	2	1	–1	–1/2
5	2	1	0	+1/2
6	2	1	0	–1/2
7	2	1	1	+1/2
8	2	1	1	–1/2

El físico suizo, **Wolfgang Pauli** (1900-1958), postuló la existencia del **neutrino**, partícula atómica que se halló, experimentalmente, años después.

Estas ocho combinaciones difieren entre sí en, por lo menos, un número cuántico y por lo tanto, la mayor cantidad de electrones que pueden ocupar el segundo nivel es ocho.

En general, a partir de estos cálculos, se ha deducido que el número máximo de electrones en cada nivel es igual a: $2.\mathbf{n}^2$ (n=número cuántico principal).



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Marque con una X la respuesta correcta y luego proceda a justificar:

– El espectro solar es:

a) continuo b) discontinuo

Justificación: ....

....

– Los elementos por la acción del calor emiten espectros:

a) continuo b) discontinuo

Justificación: ....

....

– La teoría de **Planck** sostiene que la energía es:

a) continua b) discontinua

Justificación: ....

....

– **Bohr** sostiene que los electrones pueden variar su energía en forma:

a) gradual b) brusca

Justificación: ....

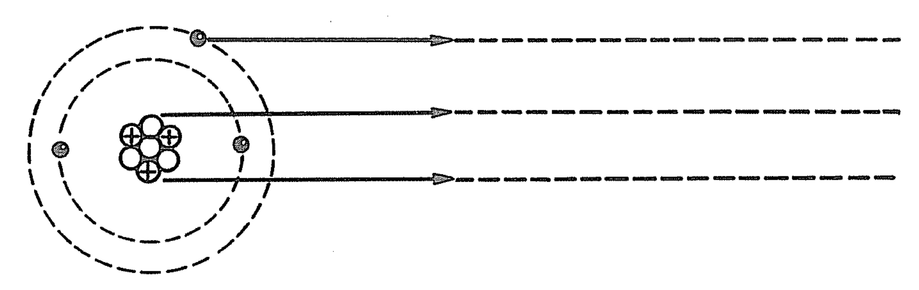
....

2) Complete la siguiente tabla:

Partículas atómicas

Partícula	Carga eléctrica	Masa	Ubicación
Electrón	....	....	....
....	positiva	....	....
....	....	1,008 u.m.a.	....

3) En la siguiente representación de un átomo, complete colocando sobre las líneas de puntos el nombre de cada partícula:



4) Complete la siguiente frase referida a la estructura atómica:

– Las partículas responsables de la masa atómica son los ....y

.... que se encuentran ubicadas en el ....

– Los átomos que tienen igual número atómico pero diferente número másico se denominan.......

....

5) De acuerdo con la notación $^{25}_{12}Mg$ indique el número de:

a) protones:............................ b) electrones:....................... c) neutrones:....................

6) Lea atentamente las siguientes afirmaciones. Cuando las considere verdaderas encierre en un círculo la V; en caso contrario, marque de igual modo la F.

– Sommerfeld sostuvo que los electrones sólo describen órbitas circulares. V F

– Los electrones se pueden comportar como partículas o como ondas. V F

– El concepto de orbital es equivalente al concepto de órbita propuesto por Bohr. V F

– Los subniveles **p** sólo admiten un orbital. V F

– Los electrones giran sobre sí mismos. V F

– Los números cuánticos que caracterizan a un electrón son cuatro. V F

– En un mismo átomo, no puede haber dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales. V F

7) Complete el siguiente cuadro:

Nivel	Subnivel	Número de electrones
1	....	....
....	s	....
....	....	6
....	s	....
3	....	....
....	d	....
4	....	....
....	p	....
....	....	10
....	f	....

8) Marque con una X la respuesta correcta:

– Si el número cuántico principal es 2, los subniveles que pueden existir son:

a) sólo **s** b) sólo **p** c) **s** y **p** d) **p** y **d**

– La siguiente representación corresponde a:

a) He b) Li c) Be d) B

– La configuración electrónica del flúor ($_9F$) es:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

b) $1s^1\ 2s^2\ 2p^5$

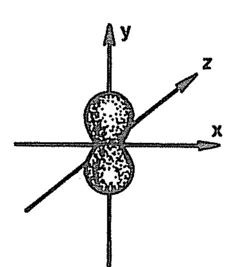
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

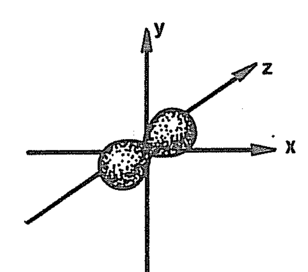
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

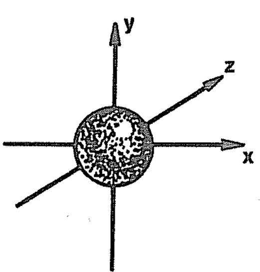
– El número máximo de orbitales que admite el subnivel **p** es de :

a) 1 b) 3 c) 5 d) 7

9) Los siguientes dibujos corresponden a la forma de diferentes orbitales. Escriba el nombre de cada uno de ellos en la línea de puntos:



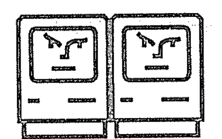




....

10) Relacione con una flecha cada uno de los números cuánticos de la columna de la izquierda con la característica de la columna de la derecha que determinan:

Número cuántico	**Características que determinan**
• Principal **(n)**	• Orientación del orbital en el espacio
• Azimutal **(l)**	• Forma del orbital
• Magnético **(m)**	• Sentido de rotación del electrón sobre sí mismo
• De spin **(m_s)**	• Volumen del orbital



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes preguntas, reflexione y luego responda:

a) ¿Qué relación encontró **Bohr** entre la formación de rayas en los espectros de los elementos y la distribución de los electrones en el átomo?:

....

....

b) ¿A qué puede deberse la demora en descubrir al neutrón con respecto a las otras partículas atómicas fundamentales?:

....

....

c) ¿Por qué en el número de masa sólo se tienen en cuenta los protones y neutrones?:

....

d) ¿Por qué el número atómico sirve para identificar a qué elemento corresponde un átomo?:

....

e) ¿Por qué las masas atómicas de los elementos no son números enteros?:

....

2) Tomando en consideración el elemento hidrógeno, dibuje la estructura según Bohr de los átomos correspondientes a:

$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$

Explique por qué estos átomos son isótopos: ....

....

3) Un átomo tiene Z=19 y 19 neutrones, mientras que otro también presenta Z=19 pero posee 20 neutrones. Indique:

a) ¿Pertenecen al mismo elemento?:................................ ¿por qué?:......................................

....¿cómo se denominan por ello?:..........................

4) Sabiendo que el cloro tiene dos isótopos naturales cuya abundancia es:

$${}^{35}_{17}\text{Cl} = 75{,}40\ \% \quad \text{y} \quad {}^{37}_{17}\text{Cl} = 24{,}60\ \%$$

calcule su masa atómica promedio:

Rta.: ....

5) Lea atentamente las siguientes preguntas, reflexione y luego responda:

a) ¿Qué principio llevó al concepto de orbital?:...

....

Proceda a enunciarlo:...

....

....

b) ¿Por que sólo pueden coexistir dos electrones en un mismo orbital?: ....

....

....

c) ¿En qué se diferencian los tres orbitales **p**?: ....

....

....

d) ¿Cuál es la diferencia fundamental entre órbita y orbital?: ....

....

....

....

e) ¿Por qué cuando en un subnivel **p** hay tres electrones se encuentran en orbitales diferentes?:

....

....

....

f) ¿Cuáles son los números cuánticos que determinan el estado energético de un electrón?:

....

....

6) Tomando en consideración al $_{10}$Ne indique:

a) ¿Cuántos niveles ocupan los electrones?: ....

b) ¿Cuáles son los subniveles ocupados?: ....

c) ¿Cuántos orbitales tiene en total?: ....

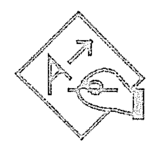
7) Escriba la configuración electrónica del elemento cuyo Z=12:

....

Indique: ¿en qué orbital se encuentran los electrones de:

a) menor energía?: ....

b) mayor energía?: ....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Un átomo de fósforo tiene 15 protones y 16 neutrones. Indique cuál es su:

a) número atómico (Z).................................... b) número de masa (A):...........................

2) Un átomo de potasio tiene Z=19 y A=39. Indique su número de:

a) protones: .... b) electrones:........................ c) neutrones:...........................

3) Complete los datos que faltan en el siguiente cuadro:

Elemento	Número atómico	Número de masa	Protones	Electrones	Neutrones
Na	11	23			
C		12	6		
Si	14				14
Ca			20		20
Ag		108		47	
S		32			16
Cl				17	18

4) Dibuje la estructura, según **Bohr**, de un átomo de magnesio cuyo Z=12 y A=24:

5) Un átomo tiene 14 neutrones y su número de masa es 27. Indique:

a) ¿cuál es su número atómico?:.................. c) ¿cuál es su símbolo?:...........................

b) ¿cómo se denomina?:............................. d) ¿cuántos electrones tiene?:.....................

– Dibuje su estructura según Bohr:

6) De acuerdo con la notación $^{35}_{17}Cl$ indique:

a) ¿cuál es su nombre?:...............................

b) ¿cuál es su carga eléctrica nuclear?:..............

c) ¿cuántos electrones posee?:.................

d) ¿cuántos neutrones tiene?:.....................

7) Observe atentamente las siguientes notaciones y recuadre aquellas que corresponden a isótopos:

$^{40}_{18}Ar$ $^{32}_{16}S$ $^{19}_{9}F$ $^{31}_{15}P$ $^{31}_{16}S$ $^{40}_{20}Ca$ $^{35}_{17}Cl$ $^{33}_{16}S$ $^{39}_{19}K$

8) Señale el nombre y símbolo de los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:

a) $1s^2$ $2s^2$ $2p^2$ ....

b) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ ....

c) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ ....

d) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^1$ ....

9) Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos:

a) $^{23}_{11}Na$ =..

c) $^{16}_{8}O$ =..

b) $^{35}_{17}Cl$ =..

d) $^{12}_{6}C$ =..

• Haga un esquema de la forma de un :

a) orbital 1s

b) orbital $2p_x$

10) De acuerdo con la siguiente representación de los electrones en orbitales, indique a qué elementos corresponden:

a) ⇅ ⇅ ....

b) ⇅ ⇅ ↑ ↑ ↑ ....

c) ⇅ ⇅ ⇅ ↑ ↑ ....

d) ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ....

11) Represente la distribución de los electrones en orbitales de los elementos:

a) $_{7}N$= .... c) $_{18}Ar$= ....

b) $_{15}Al$= .... d) $_{19}K$= ....

12) Considerando al tercer nivel del elemento cinc, indique:

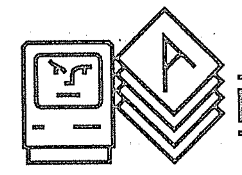
a) ¿Cuántos electrones tiene?: ....

b) ¿Cómo se distribuyen dichos electrones en cada subnivel?: ....

....

13) Indique, ¿cuáles son los números cuánticos correspondientes al electrón del hidrógeno?: ....

....



ACTIVIDADES DE INTEGRACIÓN

- Lea atentamente las siguientes cuestiones, reflexione y luego responda:

1) ¿Cuáles son los cuatro hechos experimentales que fundamentan el modelo atómico moderno?:

   a) .... b) ....

   c) .... d) ....

2) Indique a partir de qué experimento se dedujo que:

   a) la materia es de naturaleza eléctrica: ....

   b) el átomo es divisible y está formado por partículas materiales: ....

   ....

   c) el átomo tiene un núcleo positivo: ....

   ....

   d) los electrones se encuentran en niveles de energía estacionarios: ....

   ....

3) Señale las principales características de los:

   a) protones: ....

   b) electrones: ....

   c) neutrones: ....

4) Señale las principales diferencias entre los modelos atómicos de:

   a) **Thomson** y **Rutherford**: ....

   ....

   ....

   ....

   b) **Rutherford** y **Bohr**: ....

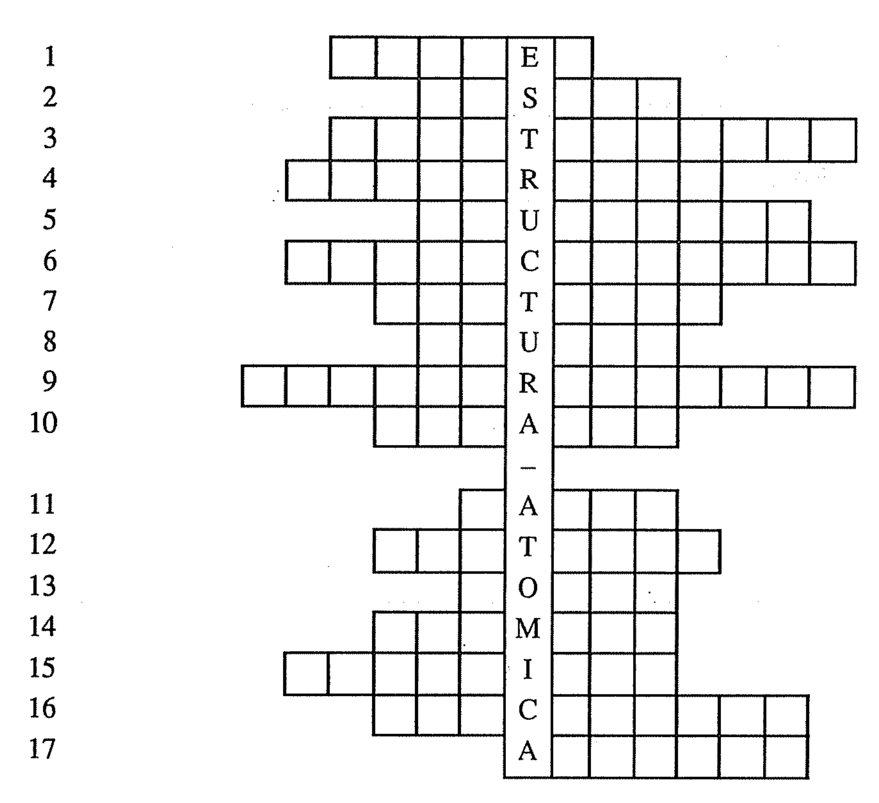
   ....

   ....

   ....

5) Complete el siguiente **acertigrama**: todas las incógnitas se refieren a la **estructura atómica**.

Las letras que forman las palabras verticales están incluidas en los términos a descubrir y sirven de guía para encontrar la respuesta correcta.



Referencias:

1. Parte del átomo donde está contenida la masa.
2. Denominación dada al número que resulta de la suma de protones y neutrones.
3. Descomposición química de una sustancia por el pasaje de la corriente eléctrica continua.
4. Científico que propuso la existencia del núcleo atómico.
5. Partículas atómicas sin carga eléctrica.
6. Fenómeno de producir radiaciones espontáneamente.
7. Partículas atómicas con carga eléctrica positiva.
8. Estado de la materia que tiene igual cantidad de cargas positivas y negativas.
9. Estudio y análisis de los espectros.
10. Rayos emitidos en los tubos de descarga con cátodo perforado.
11. Radiaciones neutras y muy penetrantes emitidas espontáneamente por sustancias radiactivas.
12. Átomos que tienen igual número atómico y diferente número másico.
13. Científico que interpretó los espectros de rayas.
14. Científico que propuso el primer modelo atómico.
15. Rayos negativos producidos por los tubos de descarga.
16. Partículas atómicas con carga eléctrica negativa.
17. Denominación dada al número de protones del núcleo.

6) De acuerdo con la notación $^{32}_{16}S$:

a) ¿A qué elemento corresponde?: ....

b) ¿Cuál es su Z?:............................ ¿y su A ?: ....

c) Indique el número de :

–protones:.............................–electrones:......................–neutrones:..........................

d) Dibuje su estructura según **Bohr**:

e) Proponga un isótopo:..

f) Diga si es metal o no metal:..............................Justifique:..

....

g) Señale si tiene tendencia a ser catión o anión: ....

Justifique:..

h) Dibuje la estructura según **Bohr** del ion que forma:

i) Escriba su configuración electrónica: ....

j) Represente la distribución de los electrones en orbitales:

....

ACTIVIDAD DE PROFUNDIZACIÓN

Objetivos:

- Identificar las partículas elementales del átomo.
- Reconocer las características de los quarks.
- Elaborar un trabajo de síntesis con las ideas principales del texto.

Actividades:

Para elaborar un trabajo de síntesis deben expresarse en forma condensada las ideas principales de un texto, pero utilizando un vocabulario distinto al del autor; es decir, que debe reelaborarse el texto inicial con las ideas fundamentales y con un lenguaje propio. Por lo tanto, se sugiere proceder del siguiente modo:

- Lea atentamente el texto **¿Qué es un quark?** (Si encuentra palabras desconocidas busque su significado en el diccionario.)
- Subraye o transcriba las ideas principales.
- Reflexione, analice y establezca relaciones entre dichas ideas.
- Sintetice el texto analizado por medio de un diagrama o un esquema o un cuadro o un informe.

¿QUÉ ES UN QUARK?

El conocimiento de las partículas atómicas y de sus características se incrementa día a día, como consecuencia de la constante y paciente labor de los investigadores científicos.

Desde hace muchos años se sabe que el **átomo** cuenta con un núcleo central, compuesto por **protones** y **neutrones**, a cuyo alrededor giran **electrones**.

Durante mucho tiempo se pensó que las únicas partículas elementales eran los protones, neutrones y electrones. Sin embargo, se descubrieron, en los últimos años, muchas otras partículas atómicas, tales como: **positrón**, **mesones** muon, eta, kaón y antikaón, **bariones** omega, chi, sigma y lambda, **neutrinos** mu y e, etcétera.

En la década de los años cincuenta ya se conocían más de treinta partículas elementales, por lo cual surgió la necesidad de establecer un ordenamiento. Así, se logró una primera clasificación: por un lado, los **leptones**, que son sensibles al campo electromagnético, entre los cuales se encuentran los electrones, y por el otro lado, los **hadrones**, sensibles a las fuerzas nucleares (el protón y el neutrón son hadrones).

En 1968, se demostró experimentalmente que los protones tienen estructura interna: se detectó que cada protón está formado por partículas que se denominaron **quarks**.

Esto permitió comprobar que los hadrones (protones, neutrones, etcétera) no son verdaderamente partículas elementales, sino que están formados por quarks.

Hay seis tipos de quarks, los que se denominaron **up**, **down**, **top**, **bottom**, **strange** y **charm**, respectivamente. Las diferentes combinaciones entre estos quarks forman todos los hadrones. Un protón, por ejemplo, está formado por dos quarks up y uno down. Un neutrón por dos down y uno up.

Los investigadores observaron que los quarks tienen cierto tipo de carga, una carga más sutil y compleja que la carga eléctrica, que los mantiene unidos. Esa carga fue denominada **color**. Así como la carga eléctrica tiene dos posibilidades (positiva o negativa), la carga de color tiene tres: **verde**, **azul** y **rojo**. Por lo tanto, un quark puede tener cualquiera de esos colores. También, puede cambiar su carga de color: un quark rojo puede volverse verde o azul al recibir **gluones**, que son partículas que transportan la carga de color.

Los quarks no se han podido aislar; todos los intentos con ese propósito han fracasado; parecería que sólo pueden existir libres en pequeños grupos.

La exposición anterior nos lleva a una reflexión final:

El conocimiento de la estructura íntima de la materia continúa. Nuevos experimentos permiten alcanzar nuevos conocimientos que perfeccionan, modifican o, aun, obligan a reemplazar los modelos que se han formulado. Este es el proceder que caracteriza a la Ciencia.

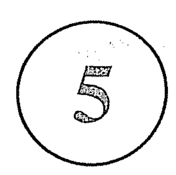


TABLA PERIÓDICA Y UNIONES QUÍMICAS

- *Eje conceptual.*
- *Objetivos.*
- *Trabajo Práctico: La Tabla de Mendeleiev.*

CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

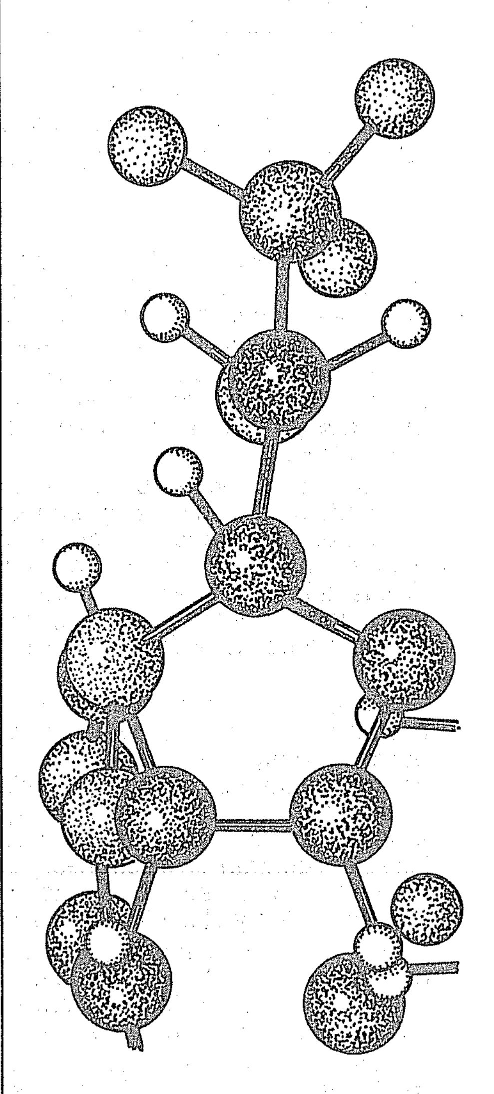
1. SISTEMA PERIÓDICO DE MENDELEIEV.
1.1. Irregularidades de la Tabla de Mendeleiev.
1.2. Moseley perfecciona la Tabla Periódica.
2. TABLA PERIÓDICA MODERNA.
2.1. Períodos.
2.2. Grupos.
2.3. Observaciones generales.
2.4. Clasificación de los elementos según su configuración electrónica.
3. PROPIEDADES PERIÓDICAS.
3.1. Radio atómico.
3.2. Radio iónico.
3.3. Potencial de ionización.
3.4. Afinidad electrónica.

- ***Actividades de reconocimiento.***
- ***Actividades de razonamiento.***
- ***Actividades de aplicación.***

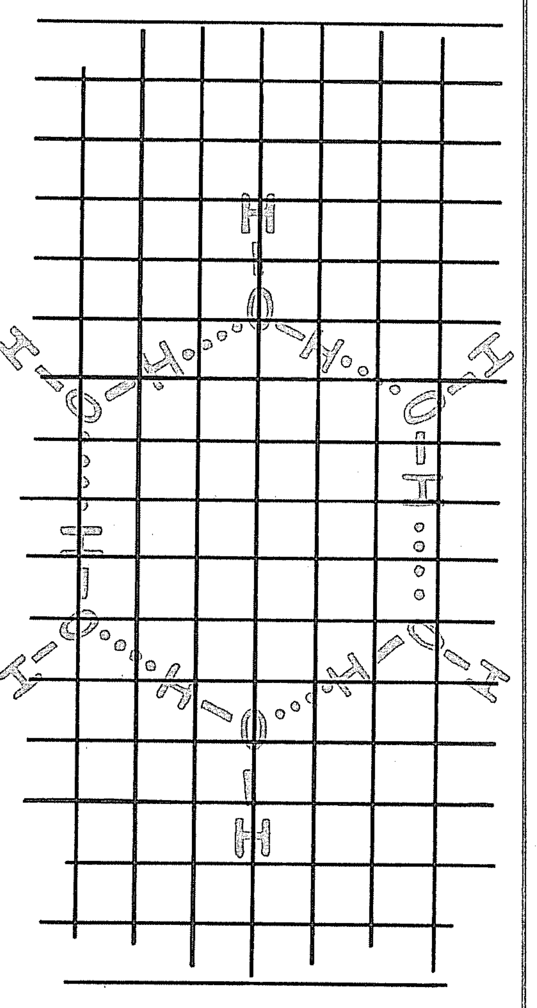
UNIONES QUÍMICAS.

1. NOTACIÓN DE LEWIS.
2. TIPOS DE UNIONES QUÍMICAS.
2.1. Unión iónica o electrovalente.
2.2. Unión covalente.
2.3. Electronegatividad.
2.4. ¿Cómo puede predecirse el tipo de unión?
2.5. Transición de la unión covalente a la iónica.
2.6. Unión covalente coordinada.
2.7. Unión metálica.
3. ATRACCIONES INTERMOLECULARES.
3.1. Fuerzas de London.
3.2. Fuerzas dipolo-dipolo inducido.
3.3. Fuerzas dipolo-dipolo.
3.4 Unión puente de hidrógeno.

- ***Actividades de reconocimiento.***
- ***Actividades de razonamiento.***
- ***Actividades de integración.***
- ***Actividad de profundización.***



Eje conceptual



Los científicos hicieron diversos ***intentos para clasificar los elementos químicos*** *hasta que, en 1869,* ***Mendeleiev*** *propuso su genial* ***Tabla Periódica****.*

Ciertas irregularidades de la clasificación de Mendeleiev se resolvieron al establecer el físico Moseley que las propiedades de los elementos son función periódica de su número atómico. Así, se llegó a la denominada ***Tabla Periódica Moderna****, que se sigue perfeccionando a través de la I.U.P.A.C. (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.)*

Estos estudios permiten identificar las propiedades periódicas de los elementos, tales como: radio atómico, radio iónico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

Al avanzar en el conocimiento de la estructura atómica fue posible deducir la estructura de las moléculas y sus interacciones, lo cual se estudia bajo la denominación de uniones químicas.

Tomando como base la teoría del octeto electrónico, se han establecido los siguientes tipos de uniones entre átomos para formar moléculas:

a) ***Unión iónica o electrovalente:*** *se produce cuando hay transferencia de electrones de un metal a un no metal.*

b) ***Unión covalente:*** *sucede entre los átomos de no metales que comparten electrones para completar sus octetos electrónicos. La diferencia de electronegatividad de los elementos que se unen determina si la unión covalente es no polar o polar.*

c) ***Unión covalente coordinada:*** *es un caso particular de unión covalente en la cual uno de los átomos es el que aporta el par de electrones que comparten.*

d) ***Unión metálica:*** *se produce entre los metales, cuyos átomos tienen electrones externos móviles y forman una nube de carga negativa que se mueve entre los cationes, actuando como material ligante.*

De acuerdo con el tipo de unión que se establece entre los átomos, derivan diferentes propiedades físicas y químicas.

Las características de las moléculas hacen posible la formación de diversas atracciones intermoleculares, tales como: fuerzas de London, dipolo-dipolo inducido, dipolo-dipolo y unión puente de hidrógeno.

OBJETIVOS

1. Interpretar la clasificación periódica de los elementos.
2. Identificar las propiedades periódicas.
3. Diferenciar los distintos tipos de uniones químicas.
4. Inferir las propiedades de las sustancias de acuerdo con el tipo de unión que presentan.
5. Reconocer las acciones intermoleculares.

5 Tabla periódica y uniones químicas

TRABAJO PRÁCTICO

LA TABLA DE MENDELEIEV

Objetivo:

Descubrir el procedimiento seguido por **Mendeleiev** para construir la Tabla Periódica.

Materiales:

- 16 tarjetas de cartulina blanca de aproximadamente 5 x 5 cm.

Introducción:

A través de la siguiente actividad se pretende descubrir cuál fue el camino recorrido por Mendeleiev para confeccionar su Tabla Periódica.

El mismo **Mendeleiev** relata:

"Surgió la idea de que entre la masa y las propiedades químicas debía existir una relación y cuando es necesario buscar alguna relación, es imposible hacerlo sino mirando y probando. De ese modo empecé a elegir elementos parecidos y pesos atómicos próximos, escribiendo en diferentes tarjetas los nombres de los elementos con sus respectivos pesos atómicos y propiedades radicales, lo que me llevó con prontitud, precisamente a la conclusión de que las propiedades de los elementos eran una función periódica de su peso atómico".

Procedimiento:

1) Tomando en cuenta el modelo adjunto, confeccione las tarjetas correspondientes a los elementos Li, Be, B, C, N, O, F, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, K, Ca, As, Se, Br.

   En cada una de las tarjetas indique: símbolo, peso atómico, si es metal o no metal, número de electrones de la última órbita (electrones de valencia).

A = 7
Li
Metal
Electrones de valencia: 1

2) Coloque las tarjetas sobre el pupitre por pesos atómicos crecientes, observando atentamente las propiedades de cada elemento. Cuando encuentre propiedades similares a las de alguno de los ya ubicados, colóquelo debajo.

   De ese modo se formarán filas horizontales (períodos) y columnas verticales (grupos).

3) ¿Le quedan espacios en blanco? Eso le sucedió a Mendeleiev, quien sospechó que debía de haber elementos que todavía no se habían descubierto y predijo sus propiedades.

   Efectivamente, treinta años después se descubrieron los elementos que había pronosticado Mendeleiev.

   Indique cuáles serían las probables características de los elementos faltantes:

   Peso atómico:................. Metal o no metal:................. Electrones de valencia:.................

4) Prepare las tarjetas correspondientes a los gases inertes Ne, Ar y Kr.

5) Observe si puede ubicarlas en algunos de los grupos antes formados.

   En caso contrario, vea si puede formar un nuevo grupo, respetando siempre el peso atómico creciente.

6) Dibuje el fragmento de tabla que ha obtenido.

Conclusiones:

- ¿Sobre qué base están ordenados los elementos en la Tabla de Mendeleiev?: ....

  ....

  ....

- ¿A qué se denomina grupo?:...

  ....

- ¿Qué se entiende por período?: ....

  ....

- ¿Por qué se denomina tabla periódica?: ....

  ....

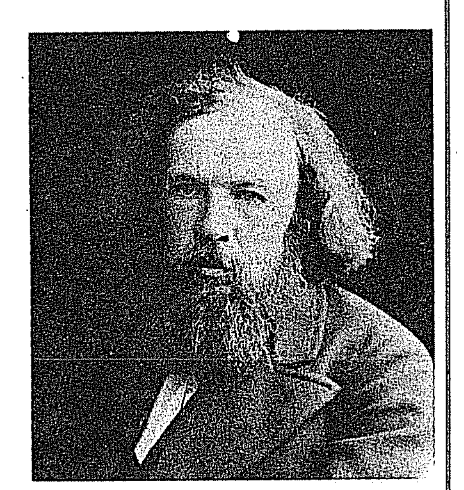
Entre las propiedades de los elementos químicos, existen semejanzas y diferencias, que posibilitan su clasificación. Esta clasificación es útil para sistematizar su estudio y tratar de encontrar una explicación a dichas propiedades.

Desde fines del siglo XVIII, los científicos han realizado diversos intentos para obtener un adecuado ordenamiento de los elementos químicos. Entre otras, se pueden mencionar las propuestas de **Lavoisier**, **Döbereiner** y **Newlands**, como aportes de importancia.

En 1869, el químico ruso **Dimitri Mendeleiev** (1834-1907), relacionó las propiedades químicas y físicas de los elementos con sus masas atómicas, encontrando una repetición periódica de dichas propiedades cuando los elementos se disponen en orden creciente de sus masas atómicas. Independientemente, en la misma época el químico y médico alemán **Lothar Meyer** (1830-1895), llegó a una conclusión similar referida principalmente a las propiedades físicas.

Este descubrimiento se conoce como **Ley periódica de Mendeleiev** y puede enunciarse así:

> Las propiedades de los elementos son una función periódica de su masa atómica.



Dimitri Mendeleiev (1834-1907), químico ruso que propuso la clasificación periódica de los elementos.

1. SISTEMA PERIÓDICO DE MENDELEIEV

Mediante la relación establecida, **Mendeleiev** fue ordenando los elementos por sus masas atómicas crecientes. Los siete primeros elementos quedaron ordenados del siguiente modo:

Li	Be	B	C	N	O	F

(Al hidrógeno debió dejarlo afuera porque sus propiedades diferían mucho de las de los otros elementos).

Al continuar con el ordenamiento por masas atómicas crecientes, observó que el elemento siguiente, que era el sodio, tenía propiedades semejantes al litio, por lo cual comenzó una nueva hilera. El magnesio, que seguía al sodio, presentaba propiedades semejantes al berilio, el aluminio era parecido al boro, y así continuó hasta llegar al cloro, obteniendo lo siguiente:

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl

Después del cloro estudió al potasio, viendo que sus propiedades son similares al sodio, por lo cual inició una tercera fila. Luego ubicó al calcio cuya masa atómica (A) es igual a 40. El elemento conocido siguiente era el titanio de A=48 y cuyas propiedades son más parecidas al silicio que al aluminio. Esta dificultad le hizo inferir la existencia de un elemento aún no descubierto en su época. Entonces, la tabla continuaba así:

Mendeleiev predijo la existencia de elementos desconocidos en su época.

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	?	Ti	V	Cr	Mn

De este modo se fueron formando columnas verticales que denominó **grupos**, en los cuales los elementos tienen propiedades similares, y a las filas horizontales las llamó **períodos**.

En sus primeras clasificaciones, **Mendeleiev** no incluyó a los gases inertes, porque todavía no se sabía de su existencia. Cuando se concretó su descubrimiento, los incorporó a la tabla formando una nueva familia que denominó Grupo cero.

En 1906, **Mendeleiev** publicó su última tabla periódica, que se transcribe a continuación:

P \ G	O	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		H							
2	He	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni (Cu)
5		Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	
6	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	—	Ru Rh Pd (Ag)
7		Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Xe	Cs	Ba	La	Ce	—	—	—	— — — —
9		—	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	—	Yb	—	Ta	W	—	Os Ir Pt (Au)
11		Au	Hg	Ti	Pb	Bi	—	—	
12	—	—	Ra	—	Th	—	U		

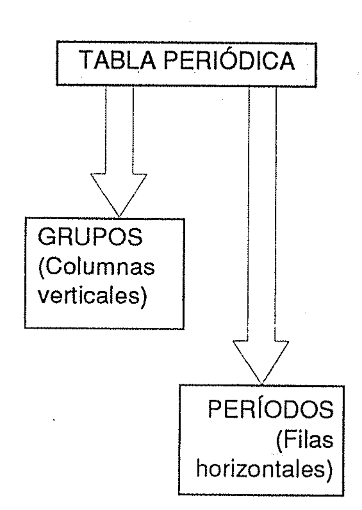


TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

CLAVE

- NÚMERO ATÓMICO — 8
- SÍMBOLO — O
- NOMBRE — OXÍGENO
- MASA ATÓMICA — 15,999
- DISTRIBUCIÓN DE ELECTRONES EN NIVELES — 2, 6

PERÍODOS	GRUPOS 1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	1 H HIDRÓGENO 1,0079 (1)								
2	3 Li LITIO 6,94 (2-1)	4 Be BERILIO 9,012 (2-2)							
3	11 Na SODIO 22,989 (2-8-1)	12 Mg MAGNESIO 24,312 (2-8-2)							
4	19 K POTASIO 39,102 (2-8-8-1)	20 Ca CALCIO 40,08 (2-8-8-2)	21 Sc ESCANDIO 44,956 (2-8-9-2)	22 Ti TITANIO 47,90 (2-8-10-2)	23 V VANADIO 50,942 (2-8-11-2)	24 Cr CROMO 51,996 (2-8-13-1)	25 Mn MANGANESO 54,938 (2-8-13-2)	26 Fe HIERRO 55,847 (2-8-14-2)	27 Co COBALTO 58,933 (2-8-15-2)
5	37 Rb RUBIDIO 85,47 (2-8-18-8-1)	38 Sr ESTRONCIO 87,62 (2-8-18-8-2)	39 Y ITRIO 88,905 (2-8-18-9-2)	40 Zr CIRCONIO 91,22 (2-8-18-10-2)	41 Nb NIOBIO 92,906 (2-8-18-12-1)	42 Mo MOLIBDENO 95,94 (2-8-18-13-1)	43 Tc TECNECIO (98) (2-8-18-14-1)	44 Ru RUTENIO 101,07 (2-8-18-15-1)	45 Rh RODIO 102,905 (2-8-18-16-1)
6	55 Cs CESIO 132,905 (2-8-18-18-8-1)	56 Ba BARIO 137,34 (2-8-18-18-8-2)	57 La LANTANO 138,91 (2-8-18-18-9-2)	72 Hf HAFNIO 178,41 (2-8-18-32-10-2)	73 Ta TANTALIO 180,948 (2-8-18-32-11-2)	74 W WOLFRAMIO 183,85 (2-8-18-32-12-2)	75 Re RENIO 186,20 (2-8-18-32-13-2)	76 Os OSMIO 190,2 (2-8-18-32-14-2)	77 Ir IRIDIO 192,2 (2-8-18-32-15-2)
7	87 Fr FRANCIO (223) (2-8-18-32-18-8-1)	88 Ra RADIO (226) (2-8-18-32-18-8-2)	89 Ac ACTINIO (227) (2-8-18-32-18-9-2)	104 Ku KURCHATOVIO (261) (2-8-18-32-32-10-2)	105 Hh HAHNIO (261)				

- Las masas atómicas entre paréntesis corresponden a la masa atómica del isótopo más estable o más común.

LANTÁNIDOS

58 Ce CERIO 140,12 (2-8-18-20-8-2)	59 Pr PRASEODIMIO 140,907 (2-8-18-21-8-2)	60 Nd NEODIMIO 186,20 (2-8-18-22-8-2)	61 Pm PROMECIO (147) (2-8-18-23-8-2)	62 Sm SAMARIO 150,35 (2-8-18-24-8-2)	63 Eu EUROPIO 151,96 (2-8-18-25-8-2)

ACTÍNIDOS

90 Th TORIO 232,038 (2-8-18-32-18-10-2)	91 Pa PROTACTINIO (231) (2-8-18-32-20-9-2)	92 U URANIO 238,03 (2-8-18-32-21-9-2)	93 Np NEPTUNIO (237) (2-8-18-32-22-9-2)	94 Pu PLUTONIO (242) (2-8-18-32-23-9-2)	95 Am AMERICIO (243) (2-8-18-32-25-8-2)

Metales

No metales

Gases inertes

GRUPOS

10	11	12	13	14	15	16	17	18
								2 **He** HELIO 4,003 (2)
			5 **B** BORO 10,811 (2-3)	6 **C** CARBONO 12,011 (2-4)	7 **N** NITRÓGENO 14,007 (2-5)	8 **O** OXÍGENO 15,999 (2-6)	9 **F** FLÚOR 18,998 (2-7)	10 **Ne** NEÓN 20,183 (2-8)
			13 **Al** ALUMINIO 26,982 (2-8-3)	14 **Si** SILICIO 28,086 (2-8-4)	15 **P** FÓSFORO 30,974 (2-8-5)	16 **S** AZUFRE 32,064 (2-8-6)	17 **Cl** CLORO 35,453 (2-8-7)	18 **Ar** ARGÓN 39,948 (2-8-8)
28 **Ni** NÍQUEL 58,71 (2-8-16-2)	29 **Cu** COBRE 63,54 (2-8-18-1)	30 **Zn** CINC 65,37 (2-8-18-2)	31 **Ga** GALIO 69,72 (2-8-18-3)	32 **Ge** GERMANIO 72,59 (2-8-18-4)	33 **As** ARSÉNICO 74,922 (2-8-18-5)	34 **Se** SELENIO 78,96 (2-8-18-6)	35 **Br** BROMO 79,909 (2-8-18-7)	36 **Kr** KRIPTÓN 83,80 (2-8-18-8)
46 **Pd** PALADIO 106,4 (2-8-18-18)	47 **Ag** PLATA 107,870 (2-8-18-18-1)	48 **Cd** CADMIO 112,40 (2-8-18-18-2)	49 **In** INDIO 114,82 (2-8-18-18-3)	50 **Sn** ESTAÑO 118,69 (2-8-18-18-4)	51 **Sb** ANTIMONIO 121,75 (2-8-18-18-5)	52 **Te** TELURIO 127,60 (2-8-18-18-6)	53 **I** YODO 126,904 (2-8-18-18-7)	54 **Xe** XENÓN 131,30 (2-8-18-18-8)
78 **Pt** PLATINO 195,09 (2-8-18-32-17-1)	79 **Au** ORO 196,967 (2-8-18-32-18-1)	80 **Hg** MERCURIO 200,59 (2-8-18-32-18-2)	81 **Tl** TALIO 204,37 (2-8-18-32-18-3)	82 **Pb** PLOMO 207,19 (2-8-18-32-18-4)	83 **Bi** BISMUTO 208,980 (2-8-18-32-18-5)	84 **Po** POLONIO (210) (2-8-18-32-18-6)	85 **At** ASTATO (210) (2-8-18-32-18-7)	86 **Rn** RADÓN (222) (2-8-18-32-18-8)

64 **Gd** GADOLINIO 157,25 (2-8-18-25-9-2)	65 **Tb** TERBIO 158,924 (2-8-18-27-8-2)	66 **Dy** DISPROSIO 204,37 (2-8-18-28-8-2)	67 **Ho** HOLMIO 164,930 (2-8-18-29-8-2)	68 **Er** ERBIO 167,26 (2-8-18-30-8-2)	69 **Tm** TULIO 168,934 (2-8-18-31-8-2)	70 **Yb** ITERBIO 173,04 (2-8-18-32-8-2)	71 **Lu** LUTECIO 174,97 (2-8-18-32-9-2)

96 **Cm** CURIO (247) (2-8-18-32-25-9-2)	97 **Bk** BERKELIO (247) (2-8-18-32-26-9-2)	98 **Cf** CALIFORNIO (249) (2-8-18-32-27-9-2)	99 **Es** EINSTENIO (254) (2-8-18-32-28-9-2)	100 **Fm** FERMIO (253) (2-8-18-32-29-9-2)	101 **Md** MENDELEVIO (256) (2-8-18-32-30-9-2)	102 **No** NOBELIO (254) (2-8-18-32-32-8-2)	103 **Lw** LAURENCIO (257) (2-8-18-32-32-9-2)



1.1. Irregularidades de la Tabla de Mendeleiev

La clasificación de **Mendeleiev** presenta algunas irregularidades, tales como:

Los elementos del grupo 1 son metales, con excepción del H que es no metal.

a) El hidrógeno no tiene una ubicación adecuada, pues sus características no corresponden a las del grupo 1 que es donde se encuentra.

b) Algunos elementos no están ordenados por sus masas atómicas crecientes, como en los casos del telurio (A=127,60) y el yodo (A=126,90), el cobalto (A=58,93) y el níquel (A=58,71), el argón (A=39,95) y el potasio (A=39,10).

Mendeleiev tuvo que cambiar el orden en estos casos para que los elementos estén en los grupos que corresponden a sus propiedades químicas. Este hecho se conoce con la denominación de **"inversiones de la Tabla Periódica"**.

c) Presentaba algunos casilleros vacíos. Teniendo en cuenta las propiedades de los elementos y sus masas atómicas, Mendeleiev debió dejar algunos espacios vacíos para que dichos elementos quedaran en el grupo que mejor responde a sus propiedades. Explicó este hecho suponiendo que esos sitios correspondían a elementos desconocidos en su época. Así predijo la existencia y las propiedades de tres elementos aún no descubiertos que denominó eka-aluminio, eka-boro y eka-silicio. Esta predicción fue uno de los mayores éxitos de Mendeleiev, pues efectivamente veinte años después fueron descubiertos dichos elementos, recibiendo el nombre de galio, escandio y germanio, respectivamente.

1.2. Moseley perfecciona la Tabla Periódica

En 1913, el joven físico inglés, **Henry G. J. Moseley**, de sólo 25 años de edad, estudiando los rayos X obtenidos de distintos elementos, llegó a la conclusión de que las propiedades de los elementos se repiten periódicamente en función del número atómico (Z) y no de sus masas atómicas como sostenía Mendeleiev.

Henry Moseley, ayudante de **Rutherford**, falleció a los 28 años de edad, en el frente de la primera guerra mundial. Con ello la humanidad perdió a una gran esperanza para el avance científico.

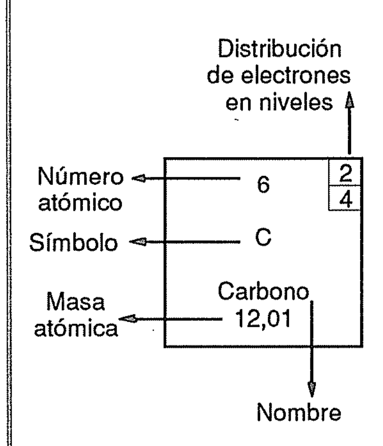
En consecuencia la **ley periódica** quedó modificada del siguiente modo:

> Las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico.

Desde ese entonces, los elementos han sido ordenados por su número atómico creciente, corrigiéndose algunas irregularidades del sistema de Mendeleiev, tales como las "inversiones de la Tabla periódica", antes señaladas.

2. TABLA PERIÓDICA MODERNA

La tabla periódica moderna está relacionada con la configuración electrónica de los átomos. En ella se encuentran todos los elementos químicos conocidos, tanto los 92 que se encontraron en la Naturaleza como los que se obtuvieron en el laboratorio por medio de reacciones nucleares.



- Los elementos están ordenados por su número atómico creciente. Comienza por el $_1H$, sigue con el $_2He$, $_3Li$, $_4Be$, $_5B$, $_6C$, $_7N$, $_8O$, etcétera.

- A cada elemento le corresponde un casillero, donde figuran el correspondiente símbolo y otros datos, tales como el número atómico, la masa atómica, la distribución de los electrones, etcétera.

- Las filas horizontales se denominan **períodos** y las columnas verticales reciben el nombre de **grupos**.

> En la **Tabla Periódica actual** el número atómico es el número de orden de los elementos.

2.1. Períodos

- En total existen siete períodos.

- En el **primer período** sólo hay **dos elementos**: Hidrógeno y Helio. Sus átomos tienen un solo nivel de energía y sus configuraciones electrónicas son $1s^1$ y $1s^2$, respectivamente.

> Período 1 = una órbita = 2 elementos

- En el **segundo período** hay **ocho elementos**: Li, Be, B, C, N. O, F y Ne. Todos ellos tienen completo su primer nivel ($1s^2$) y van completando el segundo nivel del siguiente modo: Li = $2s^1$, Be = $2s^2$, B = $2s^22p^1$, C = $2s^22p^2$, N = $2s^22p^3$, O = $2s^22p^4$, F = $2s^22p^5$, Ne = $2s^22p^6$.

> Período 2 = dos órbitas = 8 elementos

- En el **tercer período** también hay **ocho elementos**: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl y Ar. Presentan sus dos primeras órbitas completas ($1s^22s^22p^6$) y los electrones van llenando los subniveles de la tercera órbita así: los dos primeros completan el subnivel s y los seis restantes el subnivel **p**. El último elemento es el Ar cuya configuración electrónica es $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^6$.

> Todos los períodos comienzan con un metal (excepto el número 1) y todos terminan con un gas inerte (salvo el número 7).

> Período 3 = tres órbitas = 8 elementos

- El **cuarto período** es más largo, está formado por **dieciocho elementos**. En los dos primeros (K y Ca) se completa el subnivel **4s**, en los diez



siguientes (Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu y Zn) se llenan los orbitales del subnivel 3**d** (entrecruzamiento de subniveles) y en los seis restantes (Ga, Ge, As, Se, Br y Kr) se satura el subnivel 4**p**.

Período 4 = cuatro órbitas = 18 elementos

• El **quinto período** es análogo al anterior y también cuenta con **dieciocho elementos**. En los dos primeros (Rb y Cs) se llena el subnivel 5**s**, en los diez siguientes el 4**d** y en los seis restantes el 5**p**.

Período 5 = cinco órbitas = 18 elementos

• El **sexto período** es el más largo de todos, pues tiene **32 elementos**. El orden de llenado de los subniveles es 6**s**, 4**f**, 5**d**, y 6**p**, por lo tanto, hay cuatro grupos formados por:

Período	Número de elementos
1	2
2	8
3	8
4	18
5	18
6	32
7	?

a) Dos elementos (Cs y Ba) en los que se ocupa el subnivel 6**s**.

b) Catorce elementos (del Ce al Lu) en los que se llena el subnivel 4**f**.

c) Diez elementos (del La al Hg) en los que se completa el subnivel 5**d**.

d) Seis elementos (del Tl al Rn) donde se ocupa el subnivel 6**p**.

Los catorce elementos en donde se completa el subnivel 4**f**, se representan por separado, generalmente al pie de la tabla y se denominan **lantánidos**.

Período 6 = seis órbitas = 32 elementos

• El **período séptimo** es análogo al sexto aunque no se ha producido la cantidad necesaria de elementos para completarlo. El orden de llenado de los subniveles es 7**s**, 5**f**, 6**d**. Los catorce elementos (del Th al Lw) en los que se completa el subnivel 5**f** también se representan por separado y se llaman **actínidos**.

Período 7 = siete órbitas = ? elementos

Los últimos elementos de la **Tabla Periódica** son artificiales.

• El número del período indica la cantidad de niveles energéticos (órbitas) que tienen los átomos de los elementos que se ubican en dicho período. Así, el H y el He que están en el período 1 tienen una sola órbita; el Li al estar en el período 2 cuenta con dos órbitas, etcétera.

• Todos los períodos empiezan con un elemento en el que comienza a llenarse un orbital **s**. Los períodos 2, 3, 4, 5 y 6 terminan con un gas noble en el que se completa un orbital **p**.

2.2. Grupos

- Todos los elementos de un mismo grupo presentan igual configuración electrónica externa.

- Los elementos ubicados en un mismo grupo tienen propiedades químicas similares y sus propiedades físicas están relacionadas.

- En el grupo 18 se encuentran los **gases inertes** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, y Rn), también conocidos como gases raros o nobles, que se caracterizan por su inactividad química.

- A los elementos ubicados en el grupo 1 se los suele denominar **metales alcalinos**, con excepción del hidrógeno, que es no metal.

- Los elementos del grupo 17, menos el astato, reciben también el nombre de **halógenos**.

> **Halógenos**
> Del griego:
> Halós = sal
> Gennan = engendrar

2.3. Observaciones generales

- Al hidrógeno no se le ha encontrado una ubicación satisfactoria, pues por su estructura electrónica le corresponde el grupo 1, pero sus propiedades se asemejan más al grupo 17. Entonces, generalmente se lo representa en el grupo 1, algo separado de los otros elementos de ese grupo para indicar las diferencias expuestas.

- Los **metales** se encuentran a la izquierda de la tabla. El primer elemento de cada período (Li, Na, K, etc.) presenta carácter metálico muy evidente, el cual disminuye a medida que se avanza horizontalmente hacia la derecha, mientras se van manifestando las características propias de los **no metales**.

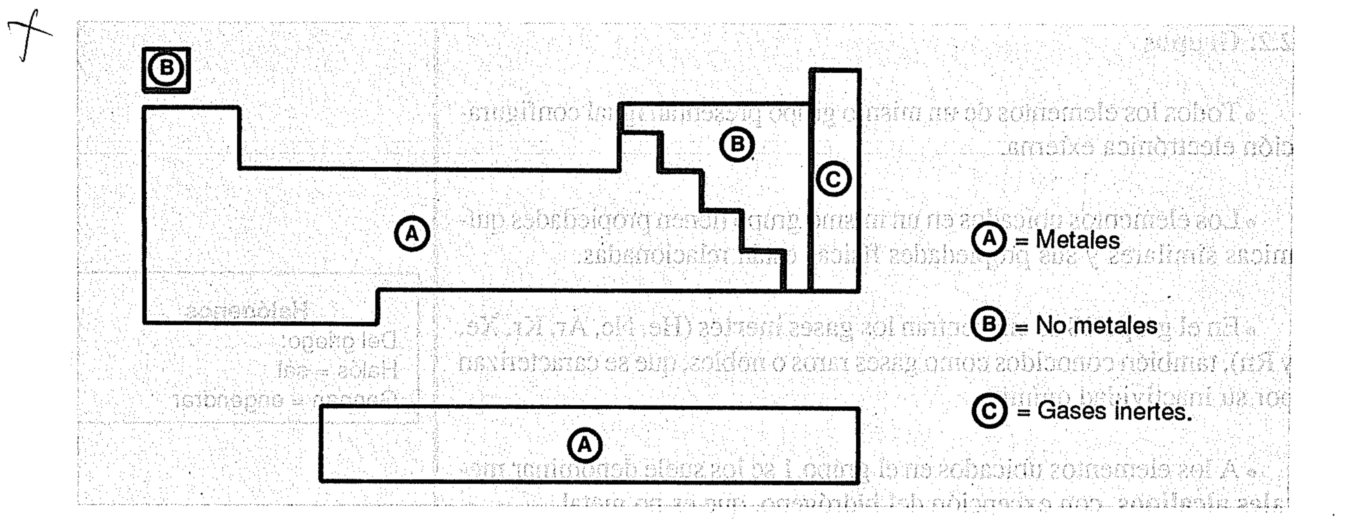
  Los elementos del grupo 17 son francamente no metales.

> **Transuránidos**
> Elementos de número atómico mayor que el uranio.

- Una línea quebrada que pasa entre el boro y el aluminio y desciende hasta el polonio y el astato señala la separación entre metales y no metales. Esta separación no debe ser considerada como un límite absoluto entre metales y no metales.

- A partir de su ubicación en la tabla, se puede deducir la estructura atómica del elemento.

- Los elementos situados después del uranio, reciben el nombre de **transuránidos**. Estos elementos no existen en la Naturaleza y han sido obtenidos artificialmente por reacciones nucleares.



2.4. Clasificación de los elementos según su configuración electrónica

Sobre la base de su configuración electrónica, los elementos químicos se pueden clasificar en cuatro grupos:

a) **Gases inertes**: presentan su órbita electrónica externa completa con ocho electrones, con excepción del He, que tiene dos electrones. En ellos, la estructura electrónica externa es s^2p^6, salvo en el He, que es s^2 por tener un solo nivel de energía. Ocupan el grupo 18 de la Tabla Periódica.

b) **Elementos representativos**: son aquellos que tienen su órbita externa incompleta. El electrón diferencial se encuentra en los subniveles **s** o **p**. Comprende a los elementos que ocupan los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17 de la Tabla Periódica.

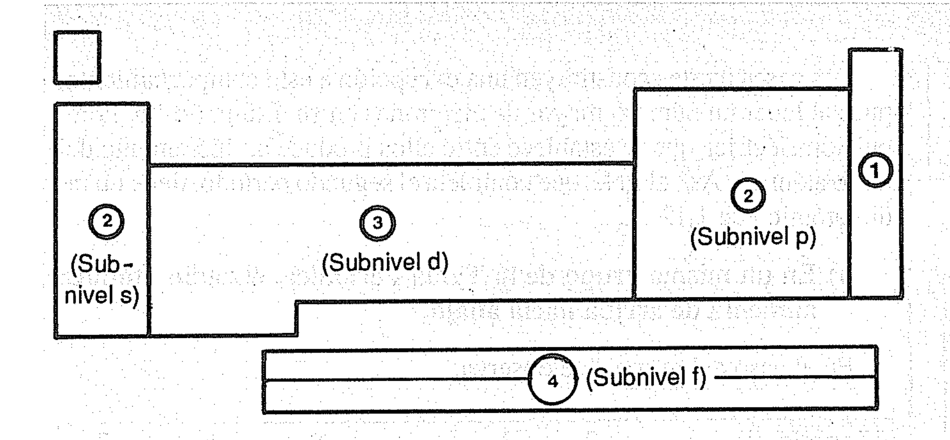
c) **Elementos de transición**: se caracterizan por presentar su dos últimas órbitas incompletas. El electrón diferencial se ubica en los subniveles **d**.

Esto significa que el electrón que se agrega lo hace en su anteúltima órbita. Corresponden a esta clase los elementos de los grupos 3 al 12 de la Tabla.

d) **Elementos de transición interna**: son los que presentan sus tres últimas órbitas incompletas. El electrón diferencial se halla en el subnivel **f**, es decir, que se incorpora a la antepenúltima órbita. Constituyen las denominadas **tierras raras** (lantánidos y actínidos) ubicadas generalmente al pie de la Tabla.
En forma esquemática:

Ubicación del electrón diferencial

Grupos	Subnivel
1 y 2	s
3 a 12	d
13 a 18	p
Lantánidos y Actínidos	f



3. PROPIEDADES PERIÓDICAS

En la Tabla Periódica, donde los elementos están ordenados por sus números atómicos (Z) crecientes, se observa una repetición periódica de las propiedades.

A continuación se analizan, en particular, algunas de las propiedades en las que se muestra dicha periodicidad.

3.1. Radio atómico

Habida cuenta de que los átomos tienen forma esférica, se ha establecido que:

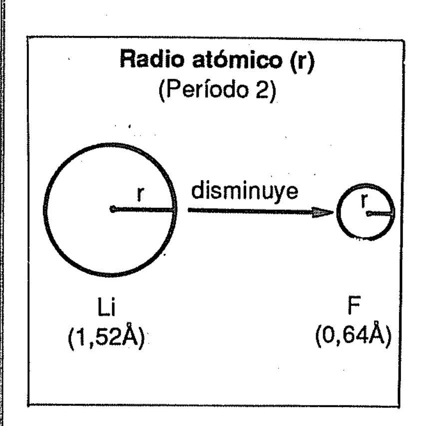
> *Radio atómico* es la distancia existente entre el centro del núcleo y la órbita electrónica externa del átomo.

Al comparar los radios atómicos de los elementos en la Tabla Periódica se observa:

a) **En un mismo período de la Tabla Periódica el radio átomico disminuye de izquierda a derecha.**

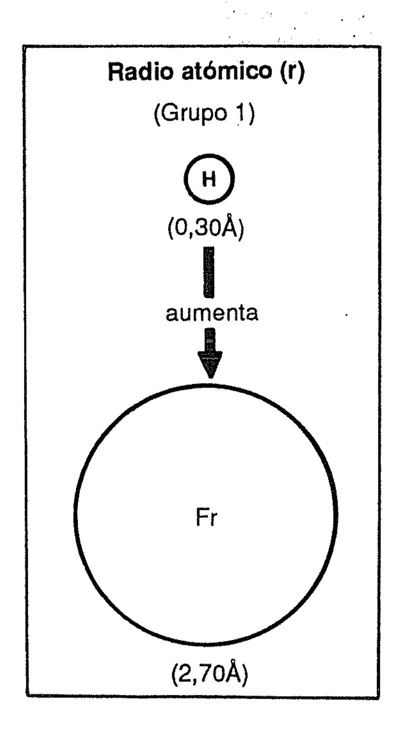
Así, en el segundo período se tiene:

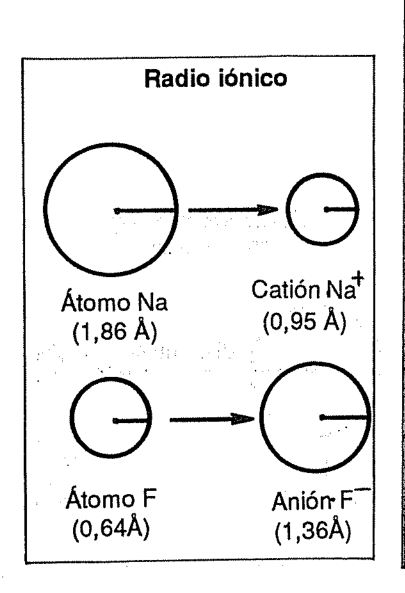
Número atómico	3	4	5	6	7	8	9
Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F
Radio atómico (Å)	1,52	1,11	0,88	0,77	0,70	0,66	0,64



El modo como varía el radio atómico se atribuye al aumento de la carga nuclear que, en este período, va de +3 en el Li a +9 en el F. Al ser mayor la carga nuclear, los electrones que están en la misma órbita son atraídos con mayor intensidad por el núcleo y entonces el radio disminuye.

El **radio atómico** de los gases inertes aumenta por repulsión electrónica.





Los gases inertes constituyen una excepción a este comportamiento, pues al tener un número mayor de electrones en su última órbita, la repulsión eléctrica que se establece entre ellos produce un incremento del radio atómico. Así, el $_{10}$Ne, que completa el segundo período, tiene un radio atómico de 1,12 Å.

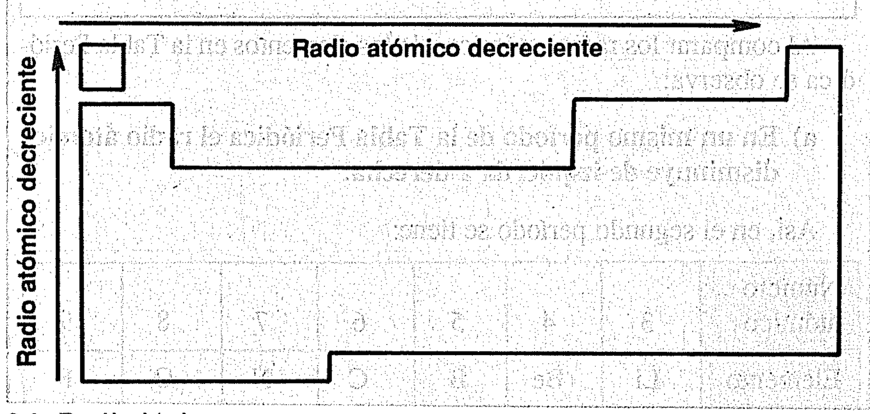
b) En un mismo grupo de la Tabla Periódica, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo.

En el caso del grupo 1 se observa:

Período	1	2	3	4	5	6	7
Número atómico	1	3	11	19	37	55	87
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Radio atómico (Å)	0,30	1,52	1,86	2,31	2,44	2,62	2,70

El incremento del radio atómico es consecuencia del aumento del número de órbitas. Si bien la carga nuclear aumenta de +1 en el H a + 87 en el Fr, las capas electrónicas producen un "efecto pantalla" que reduce la atracción que ejerce sobre los electrones el núcleo positivo.

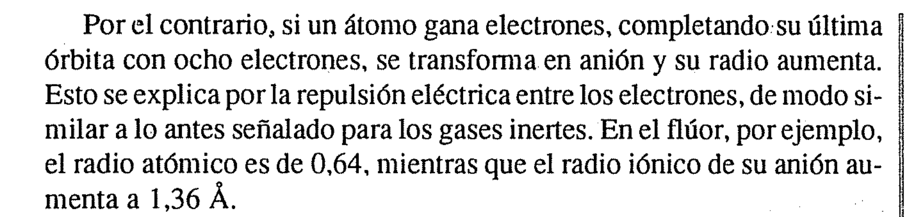
La variación del radio atómico de los elementos en la Tabla Periódica puede esquematizarse así:



3.2. Radio iónico

Se entiende por **radio iónico** a la distancia entre el centro del núcleo y la órbita electrónica externa del ion.

Cuando un átomo neutro cede electrones, transformándose en catión, su radio disminuye. Así en el caso del átomo de sodio, cuyo radio es de 1,86 Å, al convertirse en catión reduce su radio a 0,95 Å.



Por el contrario, si un átomo gana electrones, completando su última órbita con ocho electrones, se transforma en anión y su radio aumenta. Esto se explica por la repulsión eléctrica entre los electrones, de modo similar a lo antes señalado para los gases inertes. En el flúor, por ejemplo, el radio atómico es de 0,64, mientras que el radio iónico de su anión aumenta a 1,36 Å.

3.3. Potencial de ionización

Cuando a un átomo neutro se le quita un electrón se ioniza, transformándose en un catión. Así, si a un átomo de litio se le arrebata un electrón se convierte en un catión de litio con una carga positiva, lo cual puede expresarse de este modo:

$$Li \longrightarrow Li^{+} + 1\,e$$

El proceso para arrancar un electrón requiere cierta cantidad de energía que se denomina **potencial de ionización** y que se puede definir así:

> *Potencial de ionización* es la energía necesaria para arrancar un electrón de la capa externa de un átomo aislado.

Para expresar el potencial de ionización se suele utilizar una unidad muy pequeña, denominada **electrón-volt**, que es equivalente a $1{,}6.10^{19}$ joule.

Los **metales** tienen un potencial de oxidación inferior a los no metales.

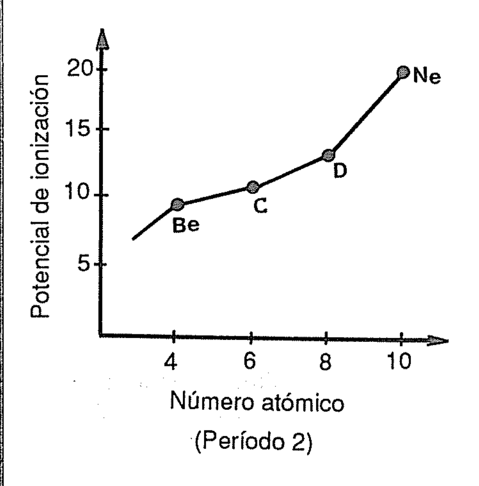
Así, en el caso del litio, se necesita una energía de 5,4 electrón-volt para quitarle un electrón.

El potencial de ionización también resulta ser una función periódica del número atómico, observándose lo siguiente:

a) **En general, dentro de cada período de la Tabla Periódica, el potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha.**

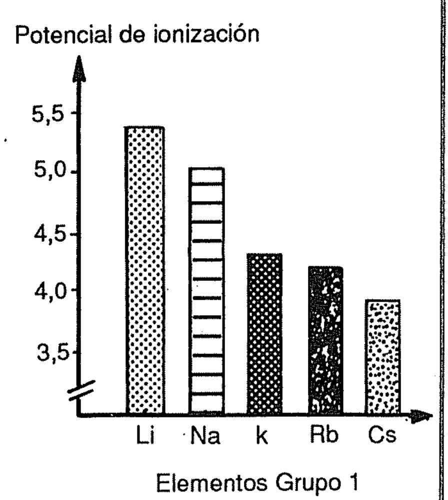
En el caso del 2° período se observa:

Número atómico	3	4	5	6	7	8	9	10
Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Potencial de ionización	5,4	9,3	8,3	11,3	14,5	13,6	17,4	21,6



El incremento que se observa en el potencial de ionización se relaciona con el aumento del número atómico, o sea, de la carga nuclear positiva que atrae más a los electrones negativos.





b) En un mismo grupo de la Tabla Periódica, el potencial de ionización disminuye de arriba hacia abajo.

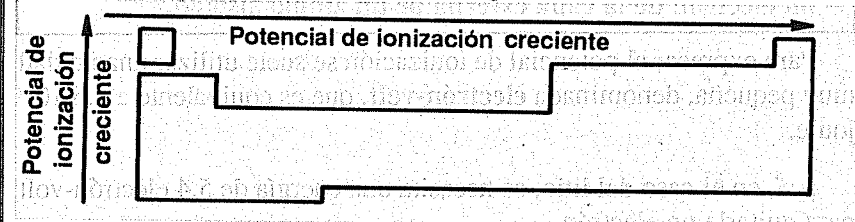
Así, en el Grupo 1, se observa:

Número atómico	3	11	19	37	55
Elemento	Li	Na	K	Rb	Cs
Período	2	3	4	5	6
Potencial de ionización	5,4	5,1	4,3	4,2	3,9

Al aumentar el número atómico se incrementa el número de órbitas y, por lo tanto, se reduce la atracción entre el núcleo y los electrones externos.

Como se observa, el **potencial de ionización varía de modo inverso a como lo hace el radio atómico.**

En forma esquemática se puede expresar la variación del potencial de ionización en la Tabla Periódica de la siguiente forma:



3.4. Afinidad electrónica

En las propiedades químicas de los elementos, ejerce una considerable influencia la tendencia de un átomo neutro a capturar electrones para transformarse en anión. Esta cualidad se mide por la denominada **afinidad electrónica**, que puede definirse así:

Energía que se libera cuando un átomo neutro gana un electrón.

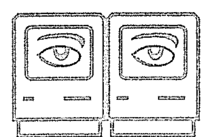
Esta afinidad se mide en **electrón-volt (eV).**

La **afinidad electrónica** es alta en los no metales.

Los no metales, en particular los del grupo 17, tienen una gran afinidad electrónica. A modo de ejemplo se pueden señalar los siguientes valores en eV: Flúor 3,6 , Cloro 3,75 , Bromo 3,53 , Yodo 3,2, Oxígeno 2,2.

En general, la afinidad electrónica varía en la Tabla Periódica de modo análogo al potencial de ionización.

Más adelante, al tratar el tema de la unión covalente, se explicará otra propiedad periódica: la **electronegatividad.**



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Enuncie la ley periódica de **Moseley**:

....

....

2) Indique en qué se basa el ordenamiento de los elementos en la **Tabla Periódica Moderna**:

....

3) Señale qué se entiende por:

a) período: ....

b) grupo: ....

c) electrón diferencial: ....

4) Señale qué tienen en común los elementos de un mismo:

a) grupo: ....

b) período: ....

5) Indique cómo crece el radio atómico dentro de cada:

a) grupo: ....

b) período: ....

6) Indique cuáles son las características de los:

a) gases inertes: ....

b) elementos representativos: ....

c) elementos de transición: ....

d) elementos de transición interna: ....

7) Explique la variación del potencial de ionización de los elementos dentro de cada:

a) grupo: ....

b) período: ....

8) Marque con una X la respuesta correcta:

— La energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo se denomina:

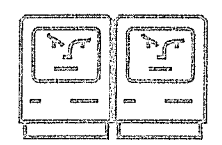
a) Afinidad electrónica
b) electronegatividad
c) potencial de ionización
d) ionización

— En la **Tabla Periódica**, los elementos con mayor afinidad electrónica se encuentran:

a) en el centro
b) en la parte superior izquierda
c) en la parte inferior izquierda
d) en la parte superior derecha

— La energía que un átomo libera cuando gana un electrón se llama:

a) afinidad electrónica
b) electronegatividad
c) potencial de ionización
d) ionización.



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes preguntas, reflexione y luego responda:

   a) ¿En qué características se basaron **Mendeleiev** y **Moseley** para ordenar los elementos en la **Tabla Periódica**?: ....

   ....

   b) ¿Por qué no hay un lugar adecuado para ubicar al hidrógeno en la Tabla Periódica?: ....

   ....

   ....

   c) ¿Por qué los metales alcalinos se ionizan fácilmente?: ....

   ....

   d) ¿Por qué el radio atómico es una propiedad periódica de los elementos?: ....

   ....

2) Ubique en la clase que corresponda a los siguientes elementos: Ca, Fe, Ag, Al,Ar, Ni, Tb, U, Cl, Mo, Li, S, Ne:

   a) Gases inertes: ....

   Justifique: ....

   b) Elementos representativos: ....

   Justifique: ....

   c) Elementos de transición: ....

   Justifique: ....

   d) Elementos de transición interna: ....

   Justifique: ....

3) Escriba la configuración electrónica de:

   a) $^{37}_{17}Cl$ = ...

   b) $^{24}_{12}Mg$ = ...

   Indique cuál tiene mayor radio atómico y por qué: ....

   ....

4) Marque con una X la respuesta correcta y luego justifique:

— El radio del catión Ca^{2+} es menor que el radio del átomo neutro Ca.

Sí ( ) No ( ) Justifique: ....

....

— El átomo neutro de azufre tiene un radio mayor que el anión S^{2-}

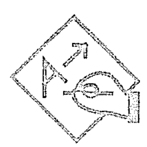
Sí ( ) No ( ) Justifique: ....

....

— Dentro de un período los elementos de mayor potencial de ionización se encuentran a la derecha.

Sí ( ) No ( ) Justifique: ....

....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Indique en qué grupo y período se encuentran los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ = ...

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ = ...

c) $1s^1$ = ...

d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$ = ...

2) Teniendo en cuenta el elemento que se encuentra en el grupo 1, período 4:

a) Dé su nombre y símbolo: ....

....

b) Indique cuál es su carga nuclear: ....

c) Dibuje su estructura según Bohr:

d) Escriba su configuración electrónica: ....

e) Represente la distribución de los electrones en orbitales: ....

....

f) Señale a qué clase corresponde de acuerdo con su estructura electrónica: ....

Justifique: ....

g) Mencione dos elementos con mayor radio atómico: ....

Justifique: ....

h) Nombre dos elementos con mayor potencial de ionización: ....

Justifique: ....

i) Indique si el ion que forma tiene radio mayor o menor: ....

Justifique: ....

3) De la siguiente nómina de elementos: Ar, K, Na, Cl, F, Li, Rb, Br, I, Ne, He, F, Rn, Xe, indique cuáles son:

a) metales alcalinos: ....

b) halógenos: ....

c) gases inertes: ....

4) De acuerdo con su ubicación en la **Tabla Periódica**, ordene por carácter no metálico creciente los siguientes elementos: Ca, Ti, Cs, Ga, F, Rb, K, Fe, O.

....

5) Utilizando la Tabla Periódica, ordene por radio atómico creciente los siguientes grupos de elementos:

a) C, Be, Rb, Cs, K, N, B, Na = ...

b) Si, P, Mg, Na, Ca, Ba, Al = ...

6) En base a su ubicación en la **Tabla Periódica**, ordene por potencial de ionización creciente los siguientes elementos: Si, Al, Na, S, Cl, Mg, P.

....

LECTURA COMPLEMENTARIA

UN SUCESO QUE CAMBIÓ EL MUNDO

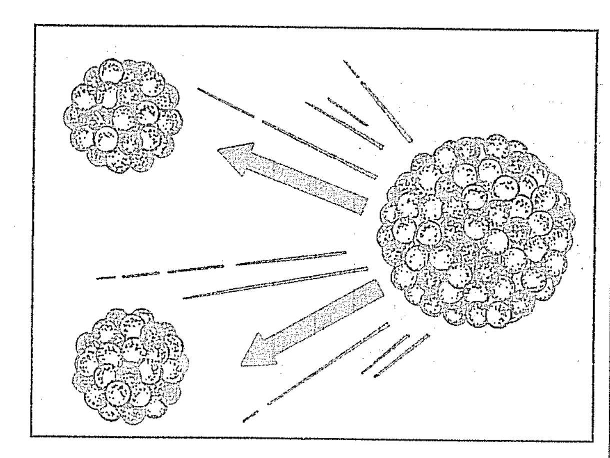
El año 1989 es el año que marca el cincuentenario del comienzo de la era nuclear. No es ocioso, por lo tanto, recordar el modesto comienzo de esta era en un laboratorio austríaco.

En 1932, **Chadwick** descubrió una partícula subatómica, el **neutrón**, que, entre otras habilidades, demostró ser un proyectil maravilloso para bombardear los núcleos atómicos y explorarlos. Cuando un núcleo es alcanzado por un neutrón, pueden pasar cosas distintas. A veces, el núcleo se excita y emite energía en forma de rayos gamma. A veces, el neutrón se instala en el núcleo y se convierte en un protón, después de emitir un electrón. En este caso se habrá producido una **transmutación**, que transforma un elemento en otro: por ejemplo, un núcleo de aluminio convenientemente bombardeado se convierte en un núcleo de silicio.

Hasta ahí, nada del otro mundo, pero resulta que **Fermi** empezó a bombardear con neutrones el núcleo más grande existente en la Naturaleza: el de uranio

Su objetivo no era nada modesto, por cierto. Pretendía transmutar el uranio (elemento 92) en un nuevo elemento, en un elemento artificial, el elemento 93. Lo mismo intentaron el físico alemán **Otto Hahn** y la científica austríaca **Lise Meltner** en Viena, pero ese misterioso elemento 93 no daba trazas de mostrarse. Entronces, **Hahn y Meltner**, ante la obstinación del elemento 93 en no aparecer, se preguntaron si el bombardeo de neutrones no habría transformado el uranio en algún elemento parecido a él, por ejemplo, radio, y se propusieron averiguarlo.

Corría el año 1938: **Hitler** invadió Austria y **Meltner**, de origen judío, debió huir y refugiarse en Estocolmo. **Hahn** siguió buscando radio entre los escombros del uranio bombardeado. Pero el radio no se mostraba más amigable que el elemento 93: no había forma de demostrar su presencia. El uranio desaparecía y el radio no aparecía. ¿Qué diablos podía estar pasando? Es cierto que aparecían otros elementos, entre ellos, bario, un elemento cuyo núcleo tiene un tamaño mucho menor que el del uranio, pero del radio ni noticias. Y mientras todos se desesperaban por el radio, al pobre bario nadie le llevaba el apunte.



Entonces, **Lise Meltner**, desde Escandinavia, tomó el partido del bario. En 1939, publicó un artículo en la revista **Nature**, sosteniendo que si no podían separar el radio, es porque allí no había ningún radio. El uranio, al ser bombardeado, no daba radio, afirmó **Meltner**, sino bario.

¿Bario? ¿Pero cómo se puede formar el bario a partir del uranio? ¿Cómo puede un núcleo tan pesado y grande como el de uranio dar lugar a un núcleo tan pequeño, cuyo peso y tamaño es aproximadamente la mitad? Es como si al tirarle piedras a un Ford Falcon, en vez de abollarse un poco, se convirtiera en un par de Fiat seiscientos.

Pero **Meltner** no prestó oídos a esta objeción. El núcleo de uranio, afirmó, al ser bombardeado con neutrones, se parte en dos. Los núcleos de bario son los pedazos que quedan del uranio partido. Y **Meltner** llamó al fenómeno **fisión nuclear**.

El artículo tuvo un impacto inmediato: **Bohr** lo expuso en un congreso en Washington, y al mes estaba la confirmación experimental. El uranio, efectivamente se partía (o fisionaba), liberando cantidades espantosas de energía.

*(Tomado del artículo de **Leonardo Moledo**, publicado en la Sección Ciencia y Técnica del diario Clarín. Buenos Aires, 1989. Adaptado por el autor.)*

En este tema trataremos de explicar por qué y cómo se unen los átomos entre sí para formar las moléculas.

Las ideas modernas para explicar las uniones químicas tienen su origen en la **teoría del octeto electrónico** de **Lewis** (1916), cuyas proposiciones pueden resumirse del siguiente modo:

Distribución de electrones

Gases inertes	Órbitas 1	2	3	4	5	6
He	2					
Ne	2	8				
Ar	2	8	8			
Kr	2	8	18	8		
Rn	2	8	18	18	8	
Xe	2	8	18	32	18	8

- Los gases inertes, por tener ocho electrones en su órbita externa, son estables, es decir que no presentan actividad química. Sus átomos permanecen libres e independientes (no se combinan).

- Los metales y los no metales con menos de ocho electrones en su última órbita, tienen actividad química.

  Sus átomos se unen entre sí formando moléculas constituidas por dos o más átomos.

- La actividad química de los metales y los no metales se debe a la necesidad de adquirir una configuración electrónica similar a la del gas inerte más próximo, para alcanzar así estabilidad. A estos efectos ganan, ceden o comparten electrones.

  Así, los átomos de sodio (Z=11), que tienen un electrón en su órbita externa, tratan de perderlo para asemejarse al neón (Z=10), mientras que los átomos de cloro (Z=17) procuran ganar un electrón para parecerse al argón (Z=18). Por su parte, los átomos de calcio (Z=20) tienden a ceder dos electrones para adquirir la configuración electrónica del argón (Z=18); por el contrario, los átomos de oxígeno (Z=8) tratan de captar dos electrones para asemejarse al neón (Z=10).

Las características químicas de los elementos dependen principalmente de los electrones externos.

- En el caso de los elementos próximos al helio, que tiene dos electrones en su órbita externa, procuran adquirir la configuración electrónica de este gas inerte.

  Así, el hidrógeno, con un solo electrón, procura ganar otro para asemejarse al helio; por el contrario, el litio (Z=3) que también tiene un electrón externo, trata de cederlo para lograr la misma estructura electrónica.

1. NOTACIÓN DE LEWIS

Para simplificar la representación de los átomos y teniendo en cuenta que las características químicas de ellos dependen generalmente de los electrones de la última órbita, **Lewis** propuso una forma sencilla de representación:

Cada átomo se representa con su símbolo y a su alrededor puntos en igual cantidad a los electrones que tiene en su órbita externa.



A modo de ejemplo:

Sodio:	Ṅa	Potasio:	K̇
Magnesio:	M̈g	Calcio:	C̈a
Cloro:	:C̈l· (con par inferior)	Oxígeno:	:Ö. (con punto inferior)
Nitrógeno:	.N̈. (con punto inferior)	Neón:	:N̈e: (con par inferior)

También se aconseja que los electrones se representen de a pares cuando corresponden a orbitales completos y solos en el caso de orbitales incompletos, como puede observarse en los ejemplos anteriores.

2. TIPOS DE UNIONES QUÍMICAS

Los átomos, al unirse entre sí para formar moléculas, lo hacen de diferentes formas, conocidas como tipos de uniones químicas.

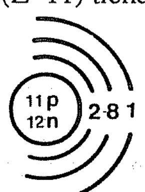
Los principales tipos son:

- **Unión iónica o electrovalente.**
- **Unión covalente.**
- **Unión metálica.**

2.1. Unión iónica o electrovalente

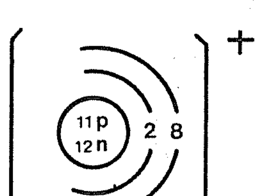
Este tipo de unión es característico de los compuestos formados por un metal y un no metal. Así, en el caso del cloruro de sodio (sal de mesa) ocurre lo siguiente:

- El átomo de sodio (Z=11) tiene la siguiente estructura:

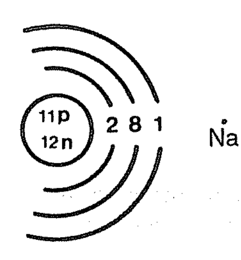


Átomo de sodio neutro

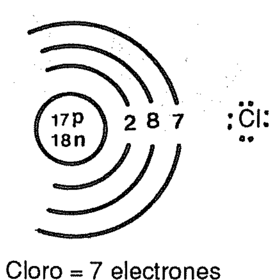
Este átomo, de bajo potencial de ionización, trata de perder el electrón de su órbita externa para parecerse al gas inerte más próximo que es el neón (Z=10) en cuyo caso se transforma en un catión de sodio con una carga positiva (monovalente):



Catión de sodio monovalente



Sodio = 1 electrón externo

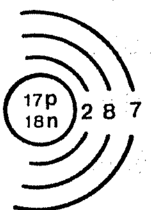


Cloro = 7 electrones externos.

Sodio (metal) bajo potencial de ionización.

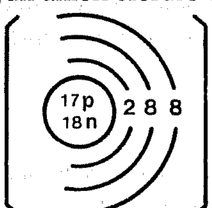


- El átomo de cloro (Z=17) presenta esta estructura:



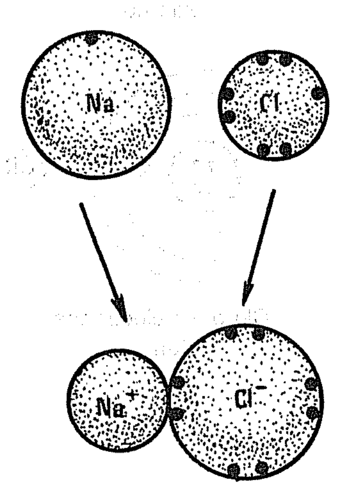
Átomo de cloro neutro

Como el gas más próximo al cloro es el argón (Z=18), este átomo, de elevada afinidad electrónica, trata de ganar un electrón, convirtiéndose en un anión cloruro con una carga negativa (monovalente):



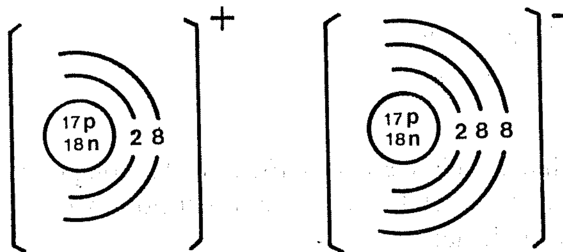
Anión cloruro monovalente

Cloro (no metal) elevada afinidad electrónica.



Formación del Cloruro de Sodio.

- Cuando se produce el contacto entre un átomo de sodio y otro de cloro, ocurre la transferencia del electrón del primero al segundo, convirtiéndose en catión sodio y anión cloruro, respectivamente. Como estos iones tienen cargas eléctricas de signo contrario, se atraen, y queda formado el cloruro de sodio:

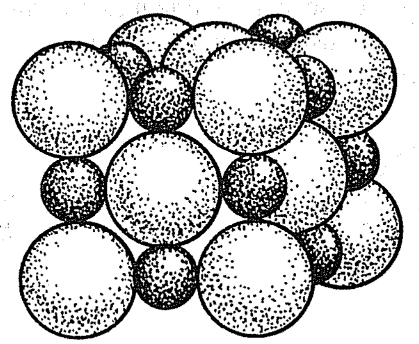


Esto puede representarse, de acuerdo con la notación de Lewis, de la siguiente forma:

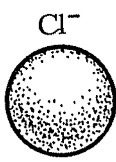
$$\dot{Na} + :\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow Na^+[:\ddot{\underset{..}{Cl}}:]^-$$

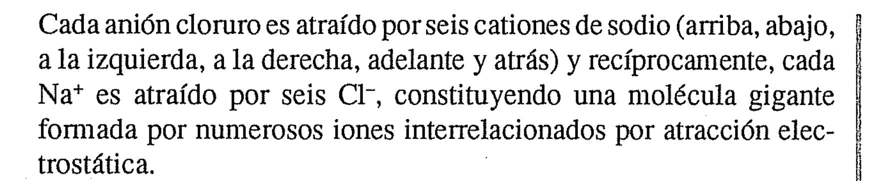
La unión entre iones se llama **unión iónica**.

Como es lógico suponer, este proceso se produce simultáneamente entre muchos átomos de cloro y sodio, resultando un cristal cuya estructura podemos representar del siguiente modo:



Na^+





Cada anión cloruro es atraído por seis cationes de sodio (arriba, abajo, a la izquierda, a la derecha, adelante y atrás) y recíprocamente, cada Na^+ es atraído por seis Cl^-, constituyendo una molécula gigante formada por numerosos iones interrelacionados por atracción electrostática.

Otro ejemplo

En el caso del óxido de calcio, que es conocido en el comercio bajo la denominación de "cal viva", sucede lo siguiente:

Los átomos de calcio ceden los dos electrones externos para adquirir la estructura electrónica del argón, mientras que los átomos de oxígeno los ganan para asemejarse al neón. En consecuencia, se forman cationes de calcio (Ca^{2+}) y aniones oxígeno (O^{2-}), lo cual puede representarse así:

Calcio (metal) bajo potencial de ionización.
Oxígeno (no metal) elevada afinidad electrónica.

$$\ddot{C}a + :\ddot{O}: \longrightarrow Ca^{2+}[:\ddot{O}:]^{2-}$$

Un aspecto a tener en cuenta

En la formación de estos compuestos es necesario que haya igualdad entre los elecrones ganados y los perdidos. En los casos anteriores esto se logra con un átomo de cada elemento, pero en otras ocasiones es algo más complicado.

Así, en el cloruro de calcio, cada átomo de calcio pierde dos electrones formando el catión Ca^{2+} y son necesarios dos átomos de cloro para que cada uno de ellos gane uno de dichos electrones, originando dos aniones Cl^-:

$$\ddot{C}a + :\ddot{C}l\cdot + :\ddot{C}l\cdot \longrightarrow Ca^{2+}[:\ddot{C}l:]^- [:\ddot{C}l:]^-$$

En la reacción del aluminio con el oxígeno, cada átomo de aluminio cede tres electrones mientras que los de oxígeno aceptan dos; por lo tanto, deben unirse dos átomos de aluminio con tres de oxígeno, según se observa en la siguiente representación:

Aluminio (metal) bajo potencial de ionización.
Oxígeno (no metal) elevada afinidad electrónica.

$$\ddot{A}l\cdot + \ddot{A}l\cdot + :\ddot{O}\cdot + :\ddot{O}\cdot + :\ddot{O}\cdot \longrightarrow Al^{3+}\ Al^{3+}[:\ddot{O}:]^{2-}[:\ddot{O}:]^{2-}[:\ddot{O}:]^{2-}$$

En síntesis:

Este tipo de unión se produce entre elementos con bajo potencial de ionización (metales) y elementos con elevada afinidad electrónica (no metales).

La unión iónica es aquella en que hay transferencia de electrones de un metal a un no metal, formándose cationes y aniones, respectivamente, que se mantienen unidos entre sí por fuerzas electrostáticas.

2.1.1. Propiedades de los compuestos iónicos

Las sustancias que se forman por unión iónica se caracterizan por presentar las siguientes propiedades comunes:

- Tienen puntos de fusión y ebullición altos (más de 700 °C), por lo cual a la temperatura ambiente se encuentran en estado sólido.
- Son solubles en agua.
- Fundidas o en solución conducen la corriente eléctrica continua, descomponiéndose (se comportan como electrólitos).
- Presentan estructura cristalina iónica.
- Son duras y frágiles.

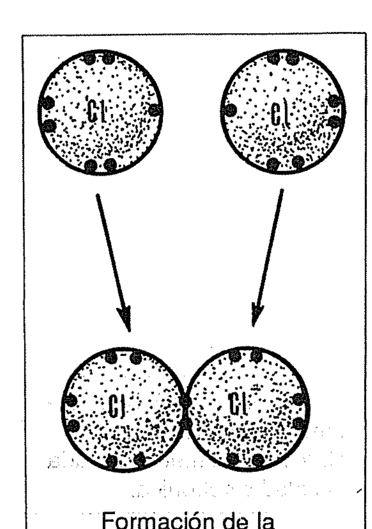
Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido.

2.2. Unión covalente

Este tipo de unión se observa en las moléculas constituidas por átomos de no metales, como es el caso de las moléculas biatómicas de los gases simples (cloro, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, flúor).

En la molécula de cloro (Cl_2), los dos átomos que la forman tienen siete electrones externos y necesitan uno más para completar el octeto. Es lógico suponer que uno de los átomos de cloro no puede quitarle un electrón al otro porque son iguales; entonces comparten un par de electrones (uno de cada átomo):

$$:\ddot{\underset{..}{Cl}}\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{Cl}}:\ddot{\underset{..}{Cl}}:$$



Formación de la molécula de cloro

Ninguno de los dos átomos adquiere la posesión total de ambos electrones, por lo cual a veces un átomo y otras el otro, tiene completa su última órbita, asemejándose al gas inerte más próximo que es el argón.

Esta forma de unión interatómica se denomina **unión covalente**.

De modo similar se origina la molécula de hidrógeno (H_2). Cuando dos átomos de hidrógeno chocan, cada uno intenta arrancarle un electrón al otro, pero, como no puede lograrlo, quedan compartiendo los dos electrones para parecerse al helio:

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H:H$$

En el caso del oxígeno (O_2), como los dos átomos tienen seis electrones externos deben compartir dos pares de electrones para adquirir la estructura electrónica del neón:

$$:\ddot{O}: + :\ddot{O}: \longrightarrow :\ddot{O}::\ddot{O}:$$

Los átomos de nitrógeno, al tener cinco electrones en su última órbita, deben compartir tres pares electrónicos para formar una molécula de nitrógeno (N_2):

La **unión covalente** es una unión entre átomos.

·N̈· + ·N̈· ——> N̈⁝⁝N̈

La unión covalente no sólo se observa en las moléculas simples, sino también en muchas otras que forman las sustancias compuestas, como el dióxido de carbono, el agua, el metano, el cloruro de hidrógeno, etcétera.

Las moléculas de los gases simples (H_2, N_2, O_2, F_2 y Cl_2) presentan unión covalente.

Dióxido de carbono: :Ö: : C : : Ö:

Agua: H : Ö : H   Monóxido de azufre: S̈ : : Ö

Metano   H : C̈ : H (con H arriba y H abajo)

Cloruro de hidrógeno: H : Cl

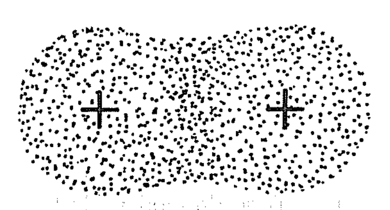
En todos los casos, los electrones siempre se comparten de a pares, pudiendo los átomos compartir uno, dos o tres pares de electrones, dando uniones covalentes simples, dobles o triples, respectivamente.

En suma:

> En la *unión covalente* los átomos comparten uno o más pares de electrones para completar el octeto externo. Esta unión se produce entre los átomos de no metales.

2.2.1. Polaridad de la unión covalente

En el caso de los gases simples (cloro, hidrógeno, oxígeno, etc.), como los átomos que forman las moléculas son iguales, sus núcleos atraen con igual intensidad al par de electrones que comparten y, en consecuencia, la distribución de las cargas eléctricas es uniforme. Las moléculas no presentan zonas o polos con cargas eléctricas y por ello se llaman **moléculas no polares**.



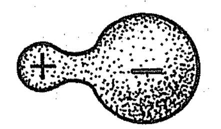
Molécula de hidrógeno (Distribución uniforme de las cargas eléctricas)

En cambio, cuando los átomos que constituyen la molécula son diferentes, pueden presentarse casos como el siguiente:

En el cloruro de hidrógeno (HCl), el cloro ejerce mayor atracción sobre el par de electrones compartidos que el hidrógeno. Esto determina que dicho par permanezca más tiempo en las proximidades del cloro que en las del hidrógeno, lo cual puede representarse así:

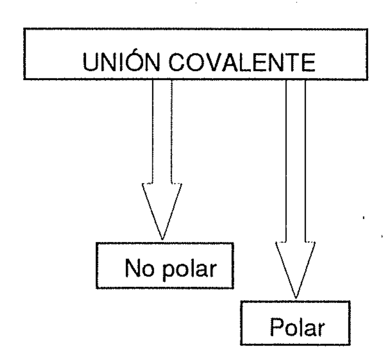
H : C̈l : En consecuencia la región correspondiente al cloro adquiere una cierta carga negativa (δ^-) y por el contrario, la zona del hidrógeno tiene una carga igual pero de signo positivo (δ^+):

δ^+ δ^-
H-Cl



δ^- = zona eléctricamente negativa.
δ^+ = zona eléctricamente positiva.

Por lo tanto, la molécula tiene una distribución desigual de las cargas eléctricas, presentando un polo negativo y otro positivo. Es una **molécula polar.**



Estas moléculas son parcialmente iónicas y también se las denomina **dipolos**, pudiendo representarse en forma simplificada del siguiente modo:

(+ −)

En consecuencia, según que el par de electrones sea compartido por ambos átomos de modo igual o desigual, la **unión covalente** se puede clasificar en:

- **polar**, o
- **no polar**

Toda unión entre átomos diferentes es más o menos polar. La polaridad de las moléculas formadas depende de los elementos que las constituyen. Así, es mayor en la unión del cloro con el hidrógeno que en el caso del bromo con el hidrógeno.

2.3. Electronegatividad

Con relación a la mayor o menor capacidad que presentan los átomos para atraer a los electrones que comparten en una unión covalente, se ha introducido el concepto de **electronegatividad**, que puede definirse así:

> ***Electronegatividad*** **es la capacidad que posee un átomo para atraer al par de electrones que comparte en una molécula covalente.**

Los átomos que atraen con mayor intensidad al par de electrones compartidos son más electronegativos y corresponden a los no metales, como F, Cl, O, S, etcétera.

La unidad de medida de la electronegatividad fue establecida en forma arbitraria.

El químico norteamericano **Linus Pauling** confeccionó una tabla de las electronegatividades de los elementos. El elemento más electronegativo es el flúor, con un valor de 4,0, y el menos electronegativo es el francio, con 0,7.

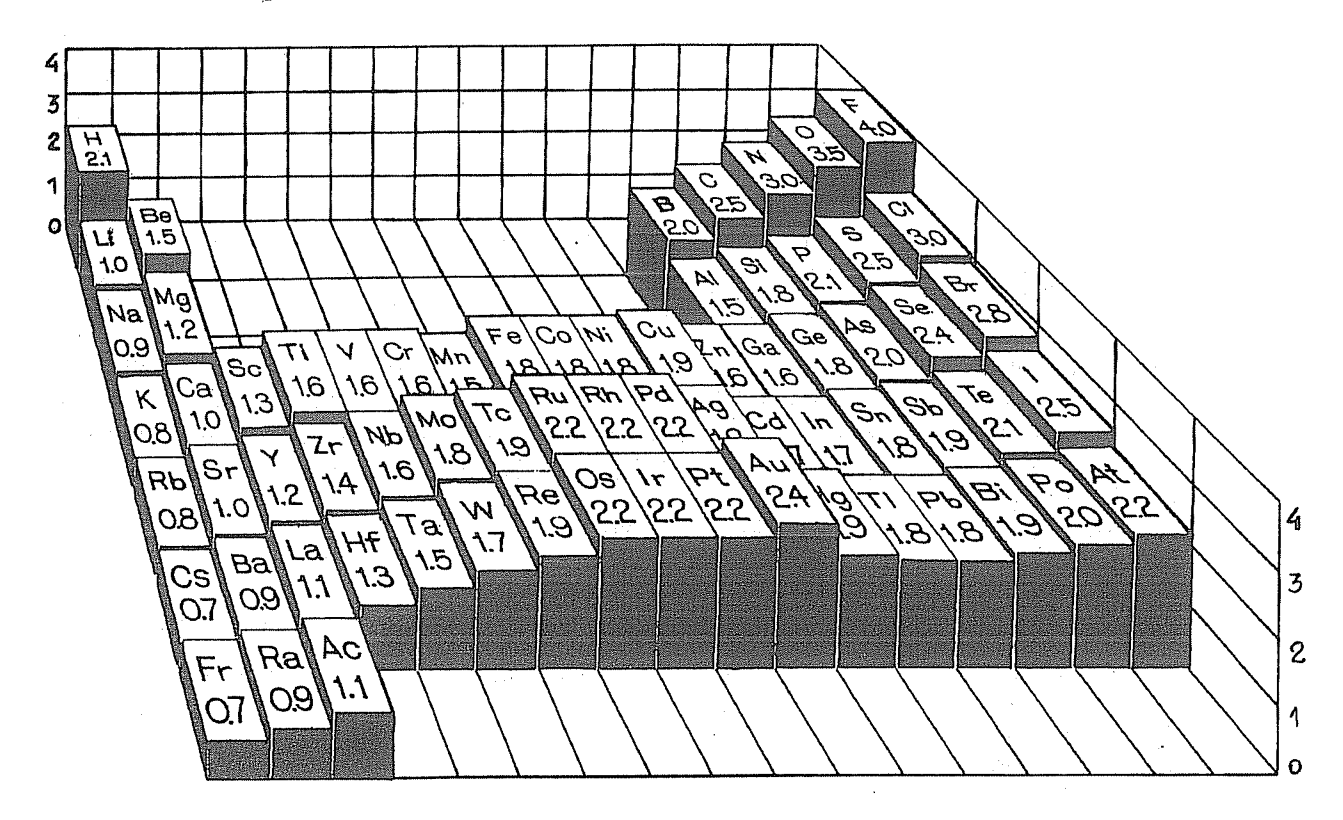
Los gases inertes no se incluyen, pues generalmente no forman uniones químicas.

Entre los no metales, el hidrógeno tiene el valor más bajo con 2,1. Los metales presentan una electronegatividad inferior a la del hidrógeno.

Electronegatividad
Metales < 2,1
No metales ≥ 2,1

A continuación se transcribe la **Tabla de Electronegatividades de los elementos:**

Tabla de electronegatividad



2.4. ¿Cómo puede predecirse el tipo de unión?

Los valores de electronegatividad permiten predecir el tipo de unión química que se establece entre dos elementos. Cuando la diferencia de electronegatividad es grande, cabe esperar que la unión sea iónica; así el sodio (0,9) y el cloro (3,0) forman un compuesto iónico. Por el contrario, si la diferencia de electronegatividad es pequeña, el compuesto que se forma es covalente.

Se considera como una de las condiciones necesarias para que un compuesto sea iónico, que la diferencia de electronegatividad sea mayor de 1,7. En cambio, si la diferencia de electronegatividad es menor, el compuesto será covalente.

La electronegatividad también es útil para predecir la polaridad de las uniones covalentes. Cuando la diferencia de electronegatividad es menor de 0,4 la unión es covalente no polar. Por el contrario, si dicha diferencia es mayor que 0,4, la unión será covalente polar.

El criterio antes expuesto no es absoluto y sólo sirve de orientación, pues existen muchos otros factores que determinan el tipo de unión química.

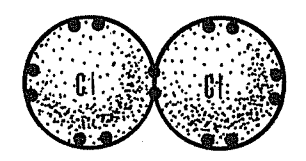
En la tabla periódica, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha dentro de cada período, y de abajo hacia arriba en cada grupo.

Diferencia de electronegatividad	Tipo de Unión
0 a 0,4	– Covalente no polar
0,4 a 1,7	– Covalente polar
más de 1,7	– Iónica



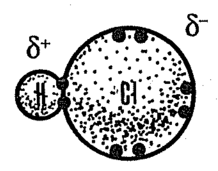
2.5. Transición de la unión covalente a la iónica

No existe un límite definido entre la unión covalente y la unión iónica. Si los átomos que se unen tienen la misma electronegatividad, presentan la misma capacidad para atraer al par de electrones que comparten y, en consecuencia, la unión que establecen es covalente no polar (moléculas no polares).

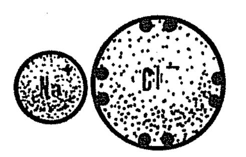


Molécula no polar

δ+ δ-



Molécula polar



Molécula iónica

A medida que la diferencia de electronegatividad entre los átomos se incrementa, también va aumentando la polaridad de la unión (unión covalente polar). Entonces la molécula es polar y parcialmente iónica.

Cuando la diferencia de electronegatividad es aún mayor, el par de electrones deja de estar compartido para ser captado exclusivamente por el elemento de mayor electronegatividad, formandose un anión y un catión. Estos se atraen por fuerzas electrostáticas y la unión es iónica.

A modo de ejemplo:

: C̈l : C̈l :	δ^+ δ^- H : C̈l :	Na^+ [:C̈l:]$^-$
Cloro	Cloruro de hidrógeno	Cloruro de sodio

Polaridad creciente →

2.6. Unión covalente coordinada

En algunos compuestos se observa otra forma de unión covalente, en la cual el par de electrones que comparten es aportado por uno solo de los átomos.

Para comprender este tipo de unión, procederemos a analizar el caso del azufre, que tiene la propiedad de formar tres óxidos: monóxido de azufre (SO), dióxido de azufre (SO_2) y trióxido de azufre (SO_3).

En el monóxido de azufre (SO), como el azufre y el oxígeno tienen seis electrones en su órbita externa, proceden a compartir dos pares de electrones para completar su octeto externo, formando una unión covalente doble:

Pares de electrones libres

: S̈ : : Ö :

Unión covalente doble

Como al azufre le quedan dos pares de electrones sin compartir, puede utilizar uno de ellos para unirse a otro de oxígeno, formándose el dióxido de azufre:

Unión covalente coordinada

$$:\ddot{O}:$$

Par de electrones libres → $: S :: \ddot{O} :$ Unión covalente doble

En este compuesto se observan una unión covalente doble y otra union covalente coordinada.

Al azufre aún le queda un par de electrones libres que puede compartir con otro átomo de oxígeno, formando el trióxido de azufre (SO_3):

Unión covalente coordinada

$$:\ddot{O}:$$

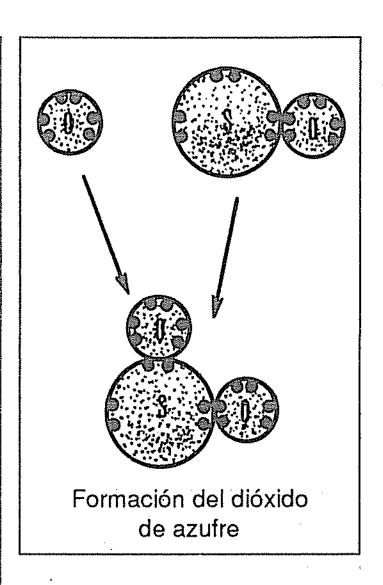
$$:\ddot{O}:\ddot{S}::\ddot{O}:$$

Unión covalente coordinada — Unión covalente doble

En este caso hay una unión covalente doble y dos uniones covalentes coordinadas.

Todas las uniones en que se comparten electrones reciben el nombre de covalentes, pero cuando el par de electrones compartidos es aportado por uno solo de los átomos, se las distingue con la denominación de **unión covalente coordinada o dativa**.

El átomo que aporta el par electrónico que se comparte se llama **dador** y el átomo que acepta compartirlo se denomina **aceptor**.



Formación del dióxido de azufre

En la **unión covalente coordinada** los dos electrones que se comparten son proporcionados por uno solo de los átomos que forman el enlace.

2.6.1. Propiedades de los compuestos covalentes

Las sustancias que presentan unión covalente manifiestan las siguientes propiedades:

- Los puntos de fusión y ebullición son bajos (menos de 300 °C) porque las fuerzas que mantienen unidas entre sí a las moléculas generalmente son débiles.

- Solubles en solventes orgánicos no polares, como éter, cloroformo, sulfuro de carbono, nafta, etcétera. Generalmente insolubles en agua, aunque la solubilidad en ésta depende de la polaridad de la molécula. Cuanto mayor es la polaridad, mayor es la solubilidad en el agua.

- No conducen la corriente eléctrica pues carecen de iones.

- Presentan estructura cristalina atómica o molecular.

- Forman moléculas que sólo se mantienen unidas por fuerzas débiles, denominadas fuerzas de **Van der Waals**.

Los compuestos covalentes están formados por moléculas propiamente dichas.

2.7. Unión metálica

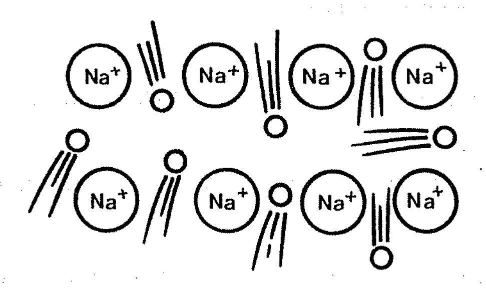
Esta forma de unión se encuentra entre los átomos de los metales.

Ya se ha señalado que los átomos de los metales tienen menos de cuatro electrones en su última órbita y pueden perderlos con relativa facilidad, en cuyo caso se convierten en iones positivos (cationes).

Por este motivo, se considera que una porción de metal está constituida por un conjunto de cationes, entre los cuales se mueven con bastante libertad los electrones, formando una "nube" o "mar de electrones".

La unión se establece entre los cationes metálicos y la nube electrónica con carga negativa. Así, por ejemplo, un trozo de sodio está constituido por millones de cationes Na^+ que se mantienen unidos por la "nube electrónica" formada por los electrones libres de la órbita externa:

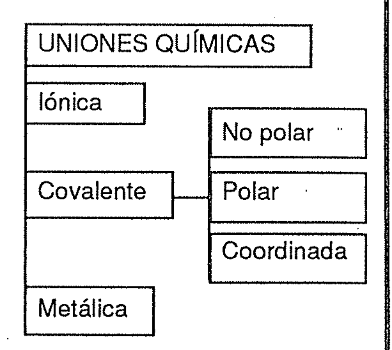
Entonces, los metales pueden considerarse como un enrejado o red de iones positivos sumergida en un "mar de electrones".



2.7.1. Propiedades de los metales

Los metales se caracterizan por presentar propiedades tales como:

- **Brillo característico.** Este brillo se debe a la movilidad de los electrones. La luz que incide sobre un metal es absorbida por los electrones libres que se mueven rápidamente emitiendo energía radiante que se aprecia como brillo.
- **Conductividad eléctrica.** La corriente eléctrica es el desplazamiento de electrones, los cuales al llegar al metal repelen a los electrones externos de dicho metal por tener carga de igual signo y así permiten el paso de la electricidad.
- **Maleabilidad y ductilidad.** La facilidad con que pueden deslizarse unas capas sobre otras hace que sea muy fácil producir láminas delgadas o hilos metálicos.



3. ATRACCIONES INTERMOLECULARES

Las consideraciones anteriores sobre uniones químicas muestran que la estructura de los átomos determina el tipo de unión que se establece para formar las moléculas, lo cual origina distintas estructuras moleculares.

Como consecuencia de la estructura que presentan las moléculas se producen entre ellas diferentes fuerzas de atracción. Estas fuerzas son de distinta intensidad y mantienen más o menos unidas entre sí a las moléculas, determinando las propiedades que caracterizan a las distintas sustancias.

Las fuerzas de atracción intermoleculares se denominan **fuerzas de Van der Waals**.

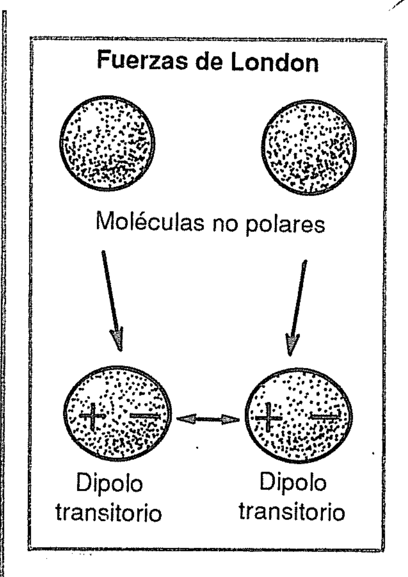
Entre las fuerzas de Van der Waals se pueden mencionar: las **fuerzas de London, dipolo-dipolo inducido, dipolo-dipolo** y **unión puente de hidrógeno**.

3.1. Fuerzas de London

En las moléculas no polares puede producirse transitoriamente un desplazamiento relativo de los electrones originando un polo positivo y otro negativo (dipolo transitorio) que determinan una atracción entre dichas moléculas. (El polo positivo de una molécula atrae al negativo de otra y viceversa).

Estas fuerzas de atracción son muy débiles y se denominan **fuerzas de London**. Su intensidad es proporcional al grado de polarización momentáneo que se produce en las moléculas.

En los gases inertes (He, Ne, Ar, etc.) las fuerzas de London se manifiestan a muy bajas temperaturas, ocasionando la licuación de dichos gases.

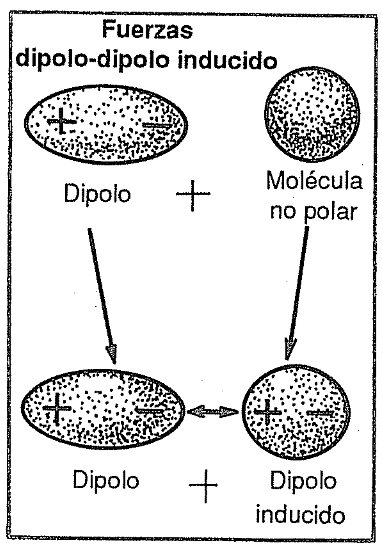


3.2. Fuerzas dipolo-dipolo inducido

En ciertas ocasiones, una molécula polar (dipolo), al estar próxima a otra no polar, induce en ésta un dipolo transitorio, produciendo una fuerza de atracción intermolecular llamada **dipolo-dipolo inducido**.

Así el agua, cuya molécula es un dipolo, produce una pequeña polarización en la molécula no polar del oxígeno, la cual se transforma en un dipolo inducido.

Esto hace que el oxígeno y el dióxido de carbono presenten cierta solubilidad en solventes polares como el agua.

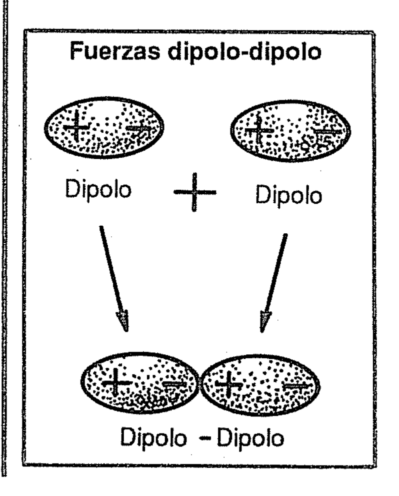


3.3. Fuerzas dipolo-dipolo

Cuando dos moléculas polares (dipolos) se aproximan, se produce una atracción entre el polo positivo de una de ellas y el negativo de la otra. Esta fuerza de atracción entre dos dipolos es tanto más intensa cuanto mayor es la polarización de dichas moléculas polares.

Estas fuerzas de atracción, llamadas **dipolo-dipolo**, se observan en las moléculas formadas por unión covalente polar, como el dióxido de azufre (SO_2), sulfuro de hidrógeno (H_2S), etcétera.

Entre las fuerzas dipolo-dipolo tiene particular importancia la unión puente de hidrógeno.





3.4. Unión puente de hidrógeno

En algunas sustancias que contienen hidrógeno, como el agua (H_2O), fluoruro de hidrógeno (HF) y amoníaco (NH_3) se observa una forma de unión entre sus moléculas, denominada **unión puente de hidrógeno.**

En el caso del HF las moléculas son covalentes polares, como consecuencia de la diferencia de electronegatividad que existe entre el hidrógeno y el flúor:

$$\overset{\delta^+}{H} : \overset{\delta^-}{\ddot{\underset{..}{F}}} :$$

Esta polarización provoca la atracción de la zona positiva de una molécula con la zona negativa de otra:

$$\overset{\delta^+}{H} : \overset{\delta^-}{\ddot{\underset{..}{F}}} : \longleftrightarrow \overset{\delta^+}{H} : \overset{\delta^-}{\ddot{\underset{..}{F}}} :$$

De este modo el hidrógeno forma un puente entre dos átomos de flúor y de allí proviene el nombre de unión puente de hidrógeno. Así se forman cadenas moleculares de fluoruro de hidrógeno donde los átomos de hidrógeno vinculan entre sí a los átomos de flúor.

Hexámero de HF
(seis moléculas)

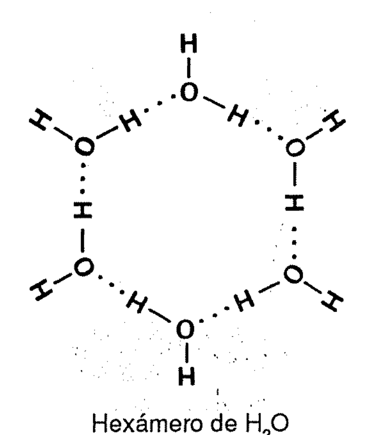
Las moléculas de agua también son dipolos a causa de la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno y pueden formar uniones puente de hidrógeno:

$$H : \overset{H}{\ddot{\underset{..}{O}}}{}^{\delta^-} : \longleftrightarrow \overset{\delta^+}{H} : \overset{H}{\ddot{\underset{..}{O}}} :$$

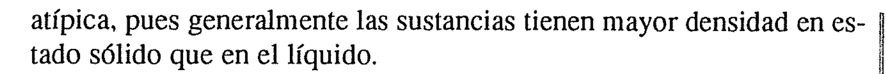
Como consecuencia de este tipo de unión, las moléculas de agua se agrupan formando conglomerados de masa relativamente alta:

```
     H       H       H
     |       |       |
H— O ···· H—O ···· H—O
                     :
                     H       H
                     |       |
                   H—O ···· H—O
```

El agua, al solidificarse, aumenta el número de sus uniones puente de hidrógeno, formado hexámeros en las tres dimensiones del espacio. Entonces, el hielo tiene una estructura abierta y porosa, por lo cual la densidad del agua sólida es menor que la del agua líquida. Esta propiedad es

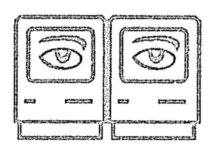


Hexámero de H_2O



atípica, pues generalmente las sustancias tienen mayor densidad en estado sólido que en el líquido.

La unión puente de hidrógeno, también explica que los puntos de fusión y de ebullición sean más altos que lo que puede predecirse de acuerdo con la masa molecular del agua.



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Mencione los diferentes tipos de uniones químicas que conoce. Dé un ejemplo de cada una de ellas.

....

....

....

2) Enuncie la regla del octeto:

....

....

3) Relacione mediante una flecha el ítem de la izquierda con el que le corresponda de la derecha:

– Unión entre no metales	– Unión iónica
– Unión entre metales	– Unión covalente
– Unión entre metales y no metales	– Unión metálica.

4) En las siguientes representaciones, indique sobre la línea de puntos el tipo de unión química que presentan:

Mg^{2+} [:Ö: $]^{2-}$ ....

O O
:Cl:O:Cl:
....
....

:Cl: Cl: ....

5) Marque con una X la respuesta correcta:

— De acuerdo con la notación de **Lewis** el fósforo se puede representar así:

a) :P̈ b) :P̈ c) •P̈• d) :P:

— La unión iónica se produce entre un elemento de bajo potencial de ionización y otro de:

a) baja afinidad electrónica
b) baja electronegatividad
c) bajo potencial de ionización
d) elevada afinidad electrónica

— En la unión covalente los átomos:

a) comparten electrones
b) ceden electrones
c) transfieren electrones
d) ganan electrones

— La electronegatividad es la capacidad que posee un átomo para:

a) repeler electrones
b) compartir electrones
c) atraer electrones
d) transferir electrones

— Cuando la diferencia de electronegatividad entre dos átomos es mayor de 1,7 la unión es:

a) iónica
b) covalente polar
c) covalente no polar
d) covalente coordinada

— Cuando el par de electrones compartidos es aportado por uno sólo de los átomos la unión es:

a) iónica
b) covalente polar
c) covalente no polar
d) covalente coordinada

6) Utilice la tabla de electronegatividades para ordenar por polaridad creciente los siguientes compuestos: HCl - NH_3 - $AlCl_3$ - LiF - Br_2 - SO_2

....

7) Las siguientes cuestiones se refieren a uniones intermoleculares. Marque con una X la respuesta correcta:

— Las fuerzas de **Van der Waals** que producen una mayor atracción entre las moléculas son:

a) fuerzas de London
b) fuerzas dipolo-dipolo inducido
c) fuerzas dipolo-dipolo

— Las fuerzas de **London** se manifiestan en el caso de que dos moléculas sean:

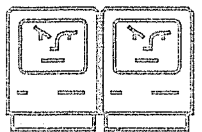
a) polares
b) una polar y otra no polar
c) no polares

— El CO_2 se disuelve en agua por la acción de:

a) fuerzas de London
b) fuerzas dipolo-dipolo inducido
c) fuerzas dipolo-dipolo
d) uniones puente de hidrógeno

— A pesar de su baja masa molecular, el agua es líquida a 20°C por las:

a) fuerzas de London
b) fuerzas dipolo-dipolo inducido
c) fuerzas dipolo-dipolo
d) uniones puente de hidrógeno



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Analice la siguiente representación y luego, responda.

$$Mg^{2+} [:\ddot{\underset{..}{Cl}}:]^- \ [:\ddot{\underset{..}{Cl}}:]^-$$

a) ¿A qué tipo de unión corresponde?: ....

Justifique: ....

....

b) Explique cómo se realiza esta unión: ....

....

....

2) Lea atentamente las siguientes cuestiones, reflexione y luego responda:

a) ¿Cuál es la diferencia esencial entre la unión iónica y la covalente?: ....

....

....

b) ¿Por qué los átomos que tienen igual electronegatividad dan moléculas no polares?: ....

....

....

c) ¿Cuándo una molécula covalente es polar?: ....

....

d) ¿Por qué no hay un límite definido entre la unión covalente y la unión iónica?: ....

....

....

e) ¿Por qué los compuestos iónicos deben estar fundidos o en solución para conducir la corriente eléctrica?: ....

....

f) ¿En qué se distingue la unión metálica del resto de las uniones químicas?: ....

....

g) ¿Cuáles son las principales consecuencias de la unión puente de hidrógeno en las propiedades del agua?: ....

....

....

3) Analice la siguiente unión covalente y, luego, responda:

$$H : \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}} :$$

a) ¿Cuál de los dos átomos es más electronegativo?: ....
Justifique: ....

....

b) ¿Por qué es una unión covalente polar?: ....

....

4) En la **Tabla Periódica**, indique cómo varía la electronegatividad dentro de cada:

a) grupo: ....

b) período: ....

5) Lea el listado de propiedades que damos seguidamente y coloque en el paréntesis la letra (A o B) o que corresponda: A. Compuestos iónicos ; B. Compuestos covalentes

( ) Solubles en agua
( ) Punto de fusión bajo
( ) No conducen la electricidad
( ) Son electrólitos
( ) Punto de ebullición alto
( ) Solubles en nafta
( ) Estructura cristalina iónica ....

6) Explique cómo es la unión metálica:

....

....

....

7) ¿Por qué se pueden hacer fácilmente hilos o láminas de cobre?:

....

....

8) Nombre las uniones intermoleculares que conoce:

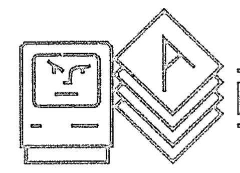
....

....

9) ¿Por qué se produce la unión puente de hidrógeno en el agua?:

....

....



ACTIVIDADES DE INTEGRACIÓN

1) Teniendo en cuenta el elemento que se encuentra en el Grupo 2 y Período 3 de la Tabla Periódica, **responda**:

a) ¿Cuál es su carga nuclear?:..

b) ¿Cuántos neutrones tiene el isótopo de número másico 25?: ....

c) ¿Cómo es su configuración electrónica?:...

d) ¿Es metal o no metal?:.......................... ¿por qué?:..

....

e) ¿Es más o menos electronegativo que el azufre?: ....

¿por qué?: ....

f) ¿Qué tipo de unión presenta al unirse con el azufre?:...

¿por qué?: ....

....

g) ¿Qué otros elementos de la **Tabla Periódica** tienen propiedades semejantes a él?:.................

....

¿por qué?: ....

2) En base a la información que le suministra la **Tabla Periódica** sobre el elemento cloro, **señale**:

a) ¿Cuántos electrones, protones y neutrones tiene?:...

....

b) Dibuje su estructura según **Bohr**:

c) Represente la distribución de los electrones en orbitales:

....

....

d) Diga si tiene tendencia a dar anión o catión: ....

Justifique: ....

....

....

e) Indique si es más o menos electronegativo que el F: ....

Justifique: ....

....

....

f) Señale con qué tipo de unión se une al hidrógeno: ....

Justifique: ....

....

....

g) Represente según **Lewis**, el compuesto del inciso anterior:

....

....

h) Señale cuáles son las propiedades que presenta este compuesto de acuerdo con el tipo de unión:

....

....

....

LECTURA COMPLEMENTARIA

RESIDUOS NUCLEARES: AMENAZA A LA VIDA

A raíz de una denuncia formulada por representantes legales de la organización ecologista Greenpeace sobre un supuesto proyecto francés para construir un depósito de residuos nucleares en Gastre, Chubut, a cambio de una importante suma en dólares, se sucedieron desmentidas oficiales de los gobiernos de la Argentina y de Francia. El titular de la Comisión Nacional de Energía Atómica de nuestro país, Dr. Manuel Mondino, desechó esa probabilidad, al menos hasta el año 2030 ó 2040. "Nosotros, señaló, no necesitamos ese basurero nuclear hasta bien entrado el siglo XXI". Por otra parte, el grupo francés involucrado en la denuncia de Greenpeace ha declarado ser ajeno a un proyecto de esa índole y el Ministerio de Industria de aquel país negó la existencia de un proyecto de cooperación con la Argentina en ese plano. Francia, ha dicho, se opone **por principio** a la exportación de desechos nucleares a terceros países. Finalmente, el doctor Menem aseguró que la construcción de un basurero nuclear "está totalmente desechada", sin formular otras precisiones.

El tema puede plantearse desde dos puntos de vista distintos. En primer lugar, como lo señaló ya en 1984 el entonces presidente de la CNEA, "depositar los residuos radiactivos en estructuras geológicas adecuadas es un deber moral que no debemos transferir como un problema sin solución a las generaciones futuras". Es decir, que todo país que utiliza energía atómica debería prever el destino de los desechos que naturalmente se producen. La segunda situación, en cambio, es la que generan los países que utilizan esta fuente de energía pero pretenden transferir los residuos a terceros mediante un pago en dinero.

Declaraciones formuladas por los cuatro últimos presidentes de la CNEA coinciden prácticamente en sostener que el país deberá afrontar —en un lapso que puede variar de acuerdo con la intensidad de la explotación nuclear—, la construcción de un depósito de residuos. Los estudios, por otra parte, se iniciaron hace años y en 1984 se había determinado, luego de cotejar las características de 198 ubicaciones posibles, que la sierra del Medio, cerca de la localidad de Gastre, Chubut, era el lugar más apropiado. La construcción, pues, habrá de ser encarada en algún momento, en el lugar mencionado o donde se decida en definitiva, como una consecuencia natural y lógica del empleo de la energía atómica.

Pero lo que no puede admitirse es que se pretenda negociar el depósito de residuos de otro país en el territorio nacional. Y esto sería importante que se dijera con absoluta claridad por ambas partes. No basta asegurar que la construcción de un basurero nuclear está totalmente desechada, porque la realidad, técnicamente, no es ésa. Lo que se espera es una declaración que no deje dudas de que el país no acepta convertirse en depositario de desechos nucleares de otras naciones.

Despejar definitivamente la incertidumbre actual, especialmente en las poblaciones próximas a los lugares que eventualmente puedan ser afectados, es una decisión que no debería demorarse para que el país sepa a qué atenerse en un tema cuyas consecuencias para la salud y hasta para la supervivencia de toda la población serían gravísimas.

Finalmente, debe tenerse presente que, aun dentro de un programa de desarrollo nuclear lo más intenso que pueda imaginarse para la Argentina, la respectiva cantidad de desechos siempre será mucho menor que la producida por cualesquiera de los grandes países desarrollados. A lo cual cabe añadir que, todavía, los estudios más avanzados no están en condiciones de medir con exactitud los efectos nocivos de tales desechos y otra incógnita muy riesgosa es el radio geográfico hasta donde se extienden. Queda también por dilucidar el lapso de duración de las consecuencias contaminantes.

Todo revela, entonces, que en esta materia no caben apresuramientos, sean cuales fueren los intereses momentáneos en juego y, sobre todo, que es indispensable poner en conocimiento público cualquier estudio, proyecto o análisis al respecto, a fin de que el país no se vea, eventualmente, sorprendido por decisiones que comprometerían el destino de varias generaciones.

Editorial del diario **"LA NACION"**,
del 31 de octubre de 1990.

ACTIVIDAD DE PROFUNDIZACIÓN

APLICACIONES DE LA ENERGÍA NUCLEAR

Objetivos:
- Reconocer las principales aplicaciones de la energía nuclear.
- Elaborar un esquema que sintetice las ideas fundamentales del texto analizado.

Materiales:
— Texto: **La energía nuclear al servicio de la humanidad.**
— 1 hoja de papel afiche blanco o similar.
— Marcadores de fibra de distintos colores.
— Cinta adhesiva transparente.

Actividades:

1) Tareas en pequeños grupos:
- Integrar un grupo de cuatro alumnos.
- Acordar quiénes actuarán como coordinador y secretario.
- Leer atentamente el texto **La energía nuclear al servicio de la humanidad.**
- Interpretar con los compañeros los distintos párrafos.
- Intercambiar opiniones sobre su contenido.
- Sintetizar lo expuesto por medio de un esquema (con dibujos y palabras), de modo que se expresen las ideas fundamentales en un código de expresión gráfica. Utilizar para ello la hoja de papel afiche y los marcadores de fibra.

2) Tareas en sesión plenaria:
- Exponer los afiches de cada grupo en el pizarrón y paredes del aula.
- Discutir los aspectos significativos de cada producción gráfica.
- Elaborar conclusiones.

LA ENERGÍA NUCLEAR AL SERVICIO DE LA HUMANIDAD

La energía nuclear es la energía contenida en el núcleo del átomo y es del mismo tipo que la irradiada por el Sol. Se libera al romperse las fuerzas que mantienen unidas las partículas nucleares.

La liberación de la energía nuclear puede ocurrir por **fisión** de un átomo (fractura del núcleo atómico en dos partes) o por su **fusión** con otro (unión de dos núcleos atómicos livianos para formar un núcleo más pesado). Tanto la fisión como la fusión van acompañadas por un elevado desprendimiento de energía. A modo de ejemplo, se puede tener en cuenta que la energía del Sol proviene de la fusión de átomos de hidrógeno para formar helio.

Producción de electricidad

El principal uso que se da actualmente a la energía nuclear es en la producción de electricidad.

Los reactores nucleares que se utilizan hoy en día se basan en el principio de la fisión. Los núcleos de los átomos de uranio, como el ^{235}U, pueden escindirse espontáneamente o al incidir sobre ellos las partículas nucleares denominadas neutrones.

Cada vez que tiene lugar una fisión, se libera energía y el núcleo que se desintegra emite dos o tres neutrones que, a su vez, pueden desencadenar otras fisiones, manteniéndose así el proceso.

Cuando la fisión sucesiva de los núcleos se produce con gran rapidez, ocurre una explosión nuclear, por lo cual en el núcleo de un reactor el proceso es controlado y se hace en forma lenta.

La fisión completa de un kilogramo de uranio libera una cantidad de calor equivalente a la combustión de tres mil toneladas de carbón.

Aplicaciones en medicina

La fisión nuclear, además de producir energía térmica, origina diversos elementos químicos, rayos gamma, rayos beta y partículas alfa (núcleos de helio), todos ellos también aprovechables.

En medicina se utilizan los isótopos radiactivos (radioisótopos) de ciertos elementos, como medio de diagnóstico, inyectándolos en el paciente y observando su comportamiento.

Uno de los usos más conocidos es el de aplicar las radiaciones gamma en ciertos tratamientos anticancerosos. Los tejidos enfermos son más vulnerables que los sanos a dichas radiaciones, por lo tanto, bombardeando a un paciente que tiene un tejido tumoral se puede detener o reducir el cáncer.

Estas radiaciones también se utilizan para esterilizar agujas, jeringas y diversos elementos quirúrgicos.

Utilización en agricultura

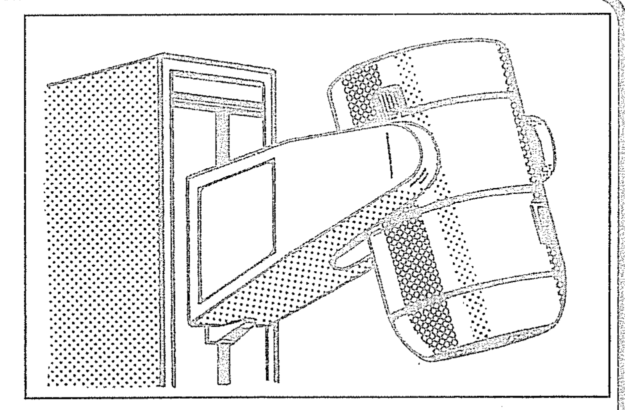
Los rayos gamma producen transformaciones moleculares que, cuando afectan material genético (cromosomas), modifican las características hereditarias. Esta propiedad se usa para obtener variedades de cereales de mayor rendimiento o con un contenido más elevado de proteínas en sus granos.

La irradiación de las papas detiene el proceso de germinación manteniéndose vivos sus tejidos. Esto permite prolongar su conservación, que normalmente es de seis meses después de cosechadas; con este tratamiento, en cambio, se llega a los dos años. Este procedimiento es igualmente aplicable a cebollas, manzanas, frutillas, etcétera.

Investigaciones médicas y biológicas

Los animales que se usan para los experimentos deben estar absolutamente libres de microorganismos, para asegurarse de que los cambios que manifiesten se deban exclusivamente al factor (medicamento, enfermedad) que se está investigando. Para obtener animales (conejos, cobayos, ratones, etc.) libres de gérmenes, se procede a su irradiación.

La inyección de radioisótopos en animales permite estudiar su comportamiento etológico (costumbres). Así, se utilizó esta propiedad para estudiar el comportamiento de las vinchucas: en un rancho especialmente montado se introdujeron diez de estos insectos inyectados con plata radiactiva y por medio de un detector de radiactividad (contador Geiger) se pudo conocer dónde establecían sus nidos y otras particularidades.



La energía nuclear también se puede utilizar para combatir plagas; se irradia a una cierta cantidad de ejemplares de un insecto para esterilizarlos, se introducen esos ejemplares estériles en la población de la especie y de ese modo se va reduciendo su cantidad. Asimismo, se puede usar la energía nuclear en un proceso de desratización, inyectando a un determinado número de ratas con radioisótopos, con lo cual es posible localizar sus nidos.

Usos industriales

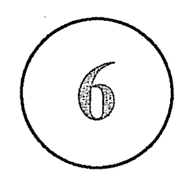
La energía nuclear es también un auxiliar importante para la industria, tanto para "radiografiar" las piezas con el fin de comprobar que no tienen fracturas, como para revisar una cañería de una refinería de petróleo inyectando radioisótopos en la misma.

Asimismo, los radioisótopos se usan para detectar las características del campo físico de un yacimiento de petróleo, inyectándolos en un pozo petrolífero y comprobando su difusión a través de la estructura geológica que abarca el pozo.

En síntesis:

La energía nuclear no es buena ni mala en sí misma. El hombre puede utilizarla para la muerte, como en la destrucción de Hiroshima, o para la vida, como sintéticamente se ha señalado.

Del hombre depende que la energía nuclear esté al servicio de la humanidad y no se utilice para su destrucción.



COMPUESTOS QUÍMICOS Y ESTEQUIOMETRÍA

- ***Eje conceptual.***
- ***Objetivos.***

COMPUESTOS QUÍMICOS.

1. Valencia.
2. Nomenclatura de los compuestos químicos.
3. ¿Cómo se clasifican los compuestos químicos?

I. COMPUESTOS BINARIOS.

1. ¿Qué son los óxidos?
- ***Trabajo práctico: Formación de óxidos.***

2. ¿Qué son los hidruros?
3. ¿Qué son las sales de hidrácidos?
4. Ecuaciones químicas.
- ***Actividades de reconocimiento.***
- ***Actividades de razonamiento.***
- ***Actividades de aplicación.***
- ***Lectura complementaria.***

II. COMPUESTOS TERNARIOS.

1. Ácidos.
- ***Trabajo práctico: Los ácidos.***

2. Hidróxidos, bases o álcalis.
- ***Trabajo práctico: Los hidróxidos.***

3. Indicadores.
4. ¿Qué es el pH?
- ***Trabajo práctico: Neutralización ácido-base.***

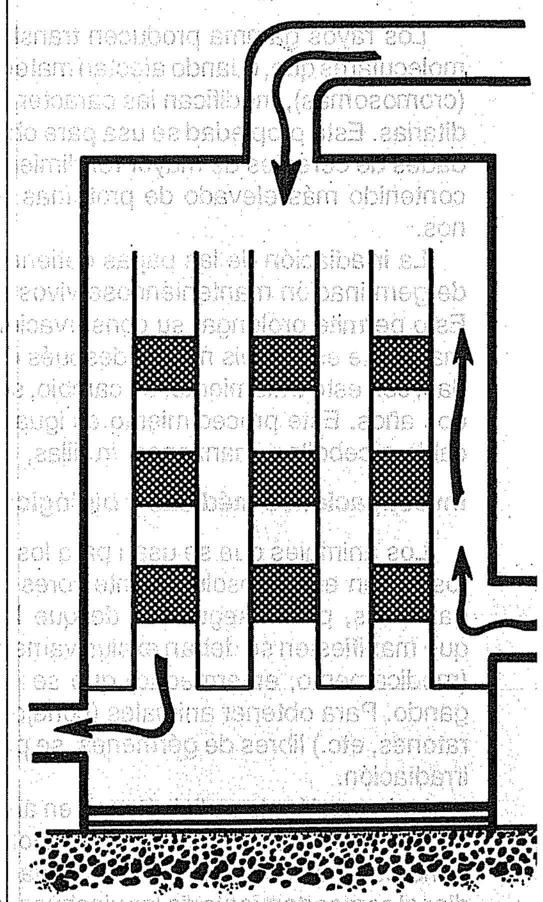
5. Neutralización: Formación de sales.
6. Las sales.

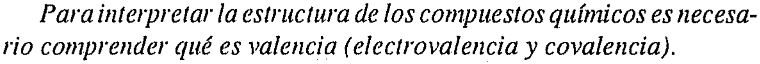
III. COMPUESTOS CUATERNARIOS.

1. Sales ácidas.
2. Sales básicas.
3. Sales mixtas.
4. Clasificación de las sales.
- ***Actividades de reconocimiento.***
- ***Actividades de razonamiento.***
- ***Actividades de aplicación.***
- ***Lectura complementaria.***

IV. ESTEQUIOMETRÍA.

- ***Actividades de aplicación.***
- ***Actividades de integración.***
- ***Actividad de profundización.***





Eje conceptual

Para interpretar la estructura de los compuestos químicos es necesario comprender qué es valencia (electrovalencia y covalencia).

El nombre de los diferentes compuestos surge de la aplicación de distintos sistemas de nomenclatura. Actualmente la IUPAC recomienda nombrarlos por atomicidad o por numerales de Stock.

Los compuestos químicos se clasifican en binarios, ternarios, cuaternarios, etcétera, según el número de elementos que los constituyen.

Entre los compuestos binarios se destacan los óxidos, los hidruros y las sales de hidrácidos.

Los óxidos pueden ser ácidos o básicos, según estén formados por un no metal o un metal, respectivamente.

Los hidruros se clasifican en no metálicos y metálicos. Algunos hidruros no metálicos, al disolverse en agua, adquieren propiedades ácidas, constituyendo los hidrácidos.

Las sales de hidrácidos están compuestas por un metal y un no metal (menos hidrógeno y oxígeno).

Para representar gráficamente las reacciones químicas se utilizan las denominadas ecuaciones químicas.

Entre los compuestos ternarios se encuentran los oxoácidos, los hidróxidos y las oxosales.

Los oxoácidos, juntamente con los hidrácidos, forman el grupo de los ácidos, que se caracterizan por presentar propiedades comunes derivadas del hecho de que en solución acuosa, liberan cationes H^+.

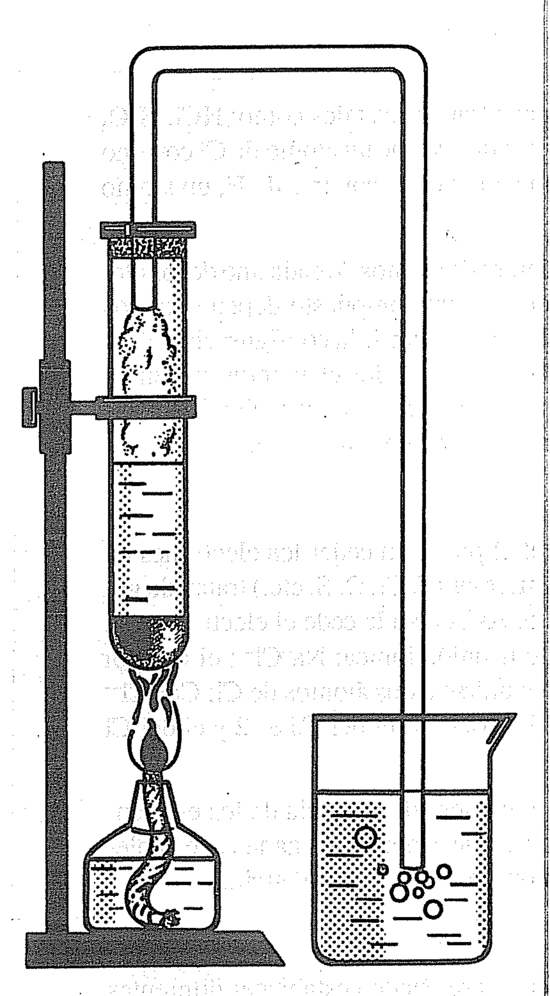
Los hidróxidos presentan el anión oxhidrilo o hidroxilo $(OH)^-$, que es responsable de las propiedades características de las bases.

El grado de acidez o alcalinidad de una solución se expresa por medio de la escala del pH (potencial de hidrogeniones).

Los ácidos son neutralizados por los hidróxidos y viceversa. Estas reacciones producen agua y una sal. Las sales están formadas por un anión ácido y un catión metálico. Se clasifican en oxosales y sales de hidrácidos, según deriven de un oxoácido o un hidrácido, respectivamente.

Los compuestos cuaternarios más importante son las sales ácidas, las sales básicas y las sales mixtas.

La estequiometría es la parte de la Química que se ocupa de las relaciones cuantitativas que se establecen entre los compuestos químicos cuando intervienen en las diferentes reacciones químicas.





OBJETIVOS

1. Clasificar los compuestos químicos.
2. Reconocer la estructura de los compuestos binarios, ternarios y cuaternarios.
3. Verificar las propiedades generales de los compuestos inorgánicos más importantes.
4. Aplicar las normas de nomenclatura utilizadas en la actualidad.
5. Resolver problemas estequiométricos.

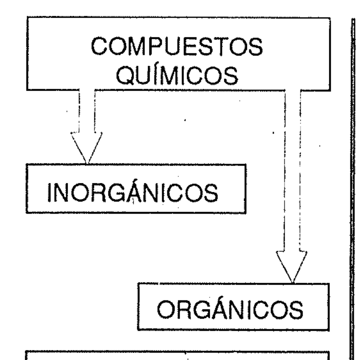
6 Compuestos químicos

Los **noventa y dos elementos naturales** se combinan de diversos modos para formar los casi **tres millones de sustancias compuestas** que se conocen en la actualidad y que reciben la denominación genérica de **compuestos químicos** o, simplemente, **compuestos.**

Dichos compuestos fueron clasificados, al principio del siglo último, en **inorgánicos** y **orgánicos**. Esta clasificación se estableció suponiendo que los compuestos orgánicos sólo podían ser elaborados por los seres vivos. Con posterioridad, se comprobó que dicha suposición no era cierta, pues fueron sintetizados en el laboratorio sin la intervención de los seres vivos. A pesar de ello, esta clasificación se mantuvo para facilitar el estudio del elevado número de compuestos existentes.

Actualmente, se entiende por compuestos orgánicos a aquellos que contienen el elemento carbono, con unas pocas excepciones, como el dióxido de carbono y los carbonatos. Estos y todos los compuestos que no contienen carbono, se consideran inorgánicos.

En este curso se estudian con preferencia los compuestos inorgánicos.



Valencia
Capacidad de combinación de un elemento químico.

Electrovalencia
Número de electrones que un átomo cede o gana en una unión iónica.

1. VALENCIA

Al analizar los compuestos, se encuentran casos tales como: HCl, H_2O, NH_3, CH_4, que llevan a preguntarse: ¿por qué se une un átomo de Cl con uno de H, un átomo de O con dos de H, un átomo de N con tres de H, un átomo de C con cuatro de H?

Los científicos entienden que el número de átomos de cada uno de los elementos que intervienen en la formación de un compuesto depende de los electrones que necesitan ganar o perder para adquirir la configuración electrónica del gas inerte más próximo. Por esta razón, los elementos presentan diferente capacidad para combinarse unos con otros. Esa capacidad de combinación recibe el nombre de **valencia** del elemento químico.

1.1. Electrovalencia

Los **metales** (Li, Na, K, Mg, Ca, etc.) procuran ceder los electrones de su órbita externa, mientras que los **no metales** (F, Cl, O, S, etc.) tratan de ganar electrones para completar el octeto. Así, el Na le cede el electrón de su órbita externa al Cl, estableciéndose una unión iónica: Na^+Cl^-; el Ca, por tener dos electrones externos, tiene que unirse a dos átomos de Cl: $Ca^{2+}Cl^-Cl^-$. Por ello, el número de valencia del Na es 1, el del Ca es 2 y el del Cl es 1.

Entonces, en las **uniones iónicas** el número de valencia de los elementos está dado por el número de electrones que ceden o que ganan al establecer la unión. Esta valencia recibe el nombre de **electrovalencia.**

1.2. Covalencia

En las combinaciones entre **no metales** se pueden establecer diferentes uniones covalentes. Así, en el caso del Cl con el O, es posible observar:

1) **Monóxido de dicloro** (Cl_2O)

uc uc

: Cl : O : Cl :

uc= unión covalente

. = electrones del cloro

×= electrones del oxígeno

En este caso cada átomo de cloro comparte **uno** de sus electrones con el átomo de oxígeno por unión covalente. Entonces, el cloro tiene número de valencia 1.

2) **Trióxido de dicloro** (Cl_2O_3)

uc uc

ucc O O ucc

: Cl : O : Cl :

ucc= unión covalente coordinada.

En este compuesto, cada átomo de cloro comparte **tres** electrones con dos átomos de oxígeno (uno por unión covalente y dos por unión covalente coordinada). Por lo tanto, el número de valencia del cloro es 3.

3) **Pentóxido de dicloro** (Cl_2O_5)

uc uc

ucc O O ucc

O : Cl : O : Cl : O

ucc ucc

En el Cl_2O_5 cada átomo de cloro comparte **cinco** electrones con tres átomos de oxígeno (uno por unión covalente y cuatro por unión covalente coordinada). En este caso, el cloro presenta número de valencia 5.

4) **Heptóxido de dicloro** (Cl_2O_7)

uc uc

ucc O O ucc

ucc O : Cl : O : Cl : O ucc

ucc O O ucc

En el Cl_2O_7, cada átomo de cloro comparte **siete** electrones con cuatro átomos de oxígeno (uno por unión covalente y seis por unión covalente coordinada). En este compuesto el cloro actúa con número de valencia 7.

En consecuencia, el cloro puede tener los números de valencia 1, 3, 5 ó 7. Por su parte, el oxígeno en todos los casos comparte **dos** electrones, ya sea por unión covalente o por unión covalente coordinada y entonces su número de valencia es siempre 2.

El **cloro** es un no metal que puede establecer una unión covalente y uniones covalentes coordinadas, con otros no metales.

Covalencia
Número de electrones que un átomo comparte en una unión covalente.



VALENCIA
—Electrovalencia
—Covalencia

Esto muestra que, en las uniones covalentes, el número de valencia de los elementos depende del número de electrones que comparten. Este tipo de valencia se denomina **covalencia**.En síntesis, se puede establecer que:

> **El *número de valencia* de un elemento está dado por el número de electrones que el átomo cede, gana o comparte en una unión química.**

Números de valencia de los elementos más comunes

NOMBRE	SÍMBOLO	NÚMERO DE VALENCIA	NOMBRE	SÍMBOLO	NÚMERO DE VALENCIA
Aluminio	Al	3	Hidrógeno	H	1
Arsénico	As	3 y 5	Hierro	Fe	2 y 3
Azufre	S	2, 4 y 6	Litio	Li	1
Bario	Ba	2	Magnesio	Mg	2
Bismuto	Bi	3 y 5	Manganeso	Mn	2, 4, 6 y 7
Boro	B	3	Mercurio	Hg	1 y 2
Bromo	Br	1, 3, 5 y 7	Níquel	Ni	2 y 3
Calcio	Ca	2	Nitrógeno	N	3 y 5
Carbono	C	4	Oro	Au	1 y 3
Cinc	Zn	2	Oxígeno	O	2
Cloro	Cl	1,3, 5 y 7	Plata	Ag	1
Cobalto	Co	2 y 3	Plomo	Pb	2 y 4
Cobre	Cu	1 y 2	Potasio	K	1
Cromo	Cr	2, 3 y 6	Silicio	Si	4
Estaño	Sn	2 y 4	Sodio	Na	1
Flúor	F	1	Uranio	U	3, 4, 5 y 6
Fósforo	P	3 y 5	Yodo	I	1, 3, 5 y 7

1.3. Representación de las valencias y fórmulas estructurales o desarrolladas

Para representar la valencia de los elementos en las uniones iónicas y covalentes, se escribe el símbolo del elemento rodeado por tantos guiones como sea su número de valencia. Así, se tiene:

Na—   Cl—   —Ca—   —O—   —Al— (con un guion hacia arriba)   —C— (con un guion hacia arriba y otro hacia abajo)   = N— (con doble guion hacia arriba)

De este modo es posible representar gráficamente la unión entre los átomos en las moléculas por medio de las denominadas **fórmulas estructurales** o **desarrolladas**:

Na—Cl	Cl—Ca—Cl	Ca=O	O=C=O	Cl—O—Cl
Cloruro de sodio	Cloruro de calcio	Óxido de calcio	Dióxido de carbono	Monóxido de dicloro

FORMULAS

—Electrónicas

—Estructurales o desarrolladas.

—Moleculares.

En los casos que presentan uniones covalentes coordinadas, se reemplazan los guiones por flechas que van del elemento **dador** al **aceptor**:

```
O      O              O      O              O      O
↑      ↑              ↑      ↑              ↑      ↑
Cl—O—Cl       O <— Cl—O—Cl —>O    O <— Cl—O—Cl —>O
                                            ↓      ↓
Trióxido de         Pentóxido               O      O
dicloro             de dicloro        Heptóxido de dicloro
```

Es necesario aclarar que cada flecha equivale a dos valencias. Por lo tanto, el cloro presenta número de valencia 3 en el trióxido de dicloro, 5 en el pentóxido de dicloro y 7 en el heptóxido de dicloro.

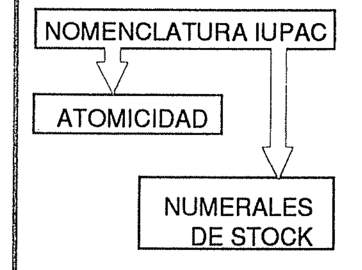
2. NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

Para dar el nombre a los compuestos químicos existen distintos sistemas de nomenclatura. Actualmente, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) recomienda utilizar una de las dos formas siguientes:

IUPAC es la abreviatura de International Union Pure and Apliqued Chemistry.

a) por **atomicidad**, que tiene en cuenta el número de átomos de cada elemento que forma la molécula. Así, por ejemplo, el compuesto cuya fórmula molecular es N_2O_3, se denomina trióxido de dinitrógeno, por estar formado por tres átomos de oxígeno y dos de nitrógeno.

b) por **numerales de Stock**, que consiste en agregar al nombre del compuesto su número de valencia en números romanos y entre paréntesis. Entonces, el caso anterior (N_2O_3), se denomina óxido de nitrógeno (III) porque el nitrógeno está actuando con número de valencia 3.



Al estudiar las distintas clases de compuestos químicos en las siguientes páginas, se precisará mejor la forma de utilización de estos sistemas de nomenclatura.

3. ¿CÓMO SE CLASIFICAN LOS COMPUESTOS QUÍMICOS?

Los compuestos químicos pueden estar formados por dos, tres o más elementos, lo cual permite clasificarlos en binarios, ternarios, cuaternarios, etc.

I. COMPUESTOS BINARIOS

Los compuestos binarios son aquellos que están formados por dos elementos químicos. Entre ellos se encuentran:

a) **Óxidos** b) **Hidruros** c) **Sales de hidrácidos**

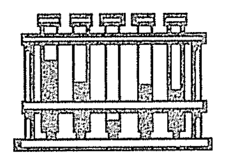
COMPUESTOS QUÍMICOS
—Binarios —Ternarios —Cuaternarios

COMPUESTOS BINARIOS
—Óxidos —Hidruros —Sales de hidrácidos

1. ¿QUÉ SON LOS ÓXIDOS?

Son compuestos binarios formados por oxígeno y otro elemento químico. Si este elemento es un no metal resulta ser un **óxido ácido**; por el contrario, si es un metal constituye un **óxido básico**.

Como el oxígeno es un elemento muy abundante y reactivo, existe un número elevado de óxidos en la Naturaleza. Algunos son muy comunes, tales como el dióxido de carbono, el óxido de hierro (II), el dióxido de silicio, el óxido de calcio, etcétera.



TRABAJO PRÁCTICO

FORMACIÓN DE ÓXIDOS

Objetivos:

- Obtener óxidos diferentes.
- Identificar la composición de los óxidos ácidos y básicos.

Materiales:

2 frascos de vidrio de boca ancha con tapa
1 mechero de alcohol o de Bunsen
1 cucharita metálica

- Azufre en polvo
- Cinta de magnesio

***Primera parte:* Obtención de un óxido ácido**

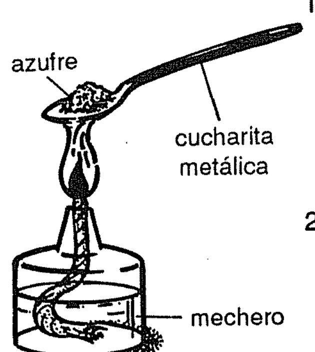
Procedimiento:

1) Observe y anote los caracteres organolépticos del azufre: ....

....

....

¿Es metal o no metal?: ....



2) En la cucharita metálica coloque una pequeña porción de azufre.
Caliente la cuchara hasta que el azufre empiece a arder. Retire de la llama e introduzca la cuchara en un frasco de boca ancha. Tape inmediatamente el frasco.

3) Observe el sistema e indique:

- ¿Cuáles son las sustancias reaccionantes?: ....

  ....

- ¿Cuál es el producto de la reacción?: ....

  .... ¿Qué características presenta?:

  ....

- Complete la siguiente ecuación química:

  $S + O_2 \longrightarrow$ ....

- Los óxidos formados por no metales se denominan **óxidos ácidos**.

frasco de vidrio tapado

azufre

> **Observación**: Esta experiencia también se puede efectuar utilizando otros no metales, tales como fósforo blanco, carbón de leña, etcétera.

Segunda parte: **Obtención de un óxido básico**

Procedimiento:

1) Observe y anote los caracteres del magnesio: ....

   ....

   ¿Es metal o no metal?: ....

2) Coloque unos dos centímetros de cinta de magnesio enrollada en la cucharita metálica.

   Caliente la cucharita hasta que se inicie la combustión del magnesio.

   Vuelque el contenido de la cucharita en un frasco de boca ancha y luego proceda a taparlo.

cinta de magnesio

3) Observe el sistema e indique:

- ¿Cuáles son las sustancias reaccionantes?: ....

  ....

- ¿Cuál es el producto de la reacción?: ....

  .... ¿Qué propiedades presenta?:

  ....

  Complete la siguiente ecuación química:

  $2\ Mg + O_2 \longrightarrow$ ....

- Los óxidos que producen los metales reciben la denominación de **óxidos básicos**.

frasco de vidrio tapado

cinta de magnesio

> **Observación:** Este experimento se puede realizar usando otros metales, como trocitos de sodio, etcétera.



Conclusiones:

- ¿Qué se entiende por óxidos?: ....

....

- ¿Cómo están compuestos los

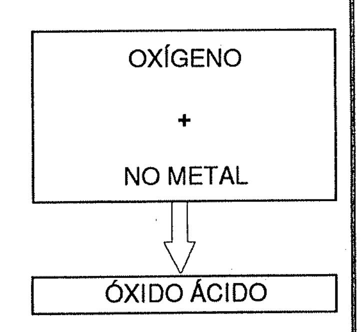
  a) óxidos ácidos?: ....

  ....

  b) óxidos básicos?: ....

  ....

1.1. Óxidos ácidos



Son compuestos binarios que resultan de la combinación del **oxígeno** con un **no metal**.

Entre estos compuestos se encuentra el gas dióxido de carbono, muy conocido por liberarse durante la respiración de los seres vivos y por ser uno de los productos que se desprende en la mayoría de las combustiones.

Otro óxido ácido es el dióxido de azufre, que se forma durante la combustión del azufre. Es un gas blanquecino, de olor sofocante y desagradable.

El dióxido de silicio es uno de los óxidos ácidos más comunes, siendo el principal componente de la arena. Puro, constituye el mineral cuarzo.

Los óxidos del nitrógeno, que se eliminan durante la marcha de los automóviles, provocan "smog" y causan afecciones respiratorias. Son óxidos ácidos.

Para comprender la estructura molecular de estos compuestos, analizaremos los siguientes casos:

- En la combustión completa del carbón de leña, su principal componente, que es el carbono (número de valencia 4), se combina con el oxígeno del aire (número de valencia 2), formando el **dióxido de carbono**, que puede representarse así:

Dióxido de carbono

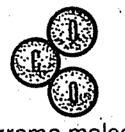


Diagrama molecular

: Ö :: C :: Ö :	O = C = O	CO_2
Fórmula electrónica	**Fórmula desarrollada**	**Fórmula molecular**

Como el carbono tiene número de valencia 4 y el oxígeno número de valencia 2, son necesarios dos átomos de O para saturar las cuatro valencias del átomo de C, de manera que:

- Total de valencias del C = 1 átomo x 4 = 4
- Total de valencias del O = 2 átomos x 2 = 4

En las **fórmulas moleculares,** la IUPAC ha establecido que primero se escriba el elemento menos electronegativo.



> El número total de valencias de un elemento debe ser igual al número total de valencias del otro elemento.

- En el caso del nitrógeno, cuyos números de valencia pueden ser 3 ó 5, tiene la posibilidad de formar dos óxidos diferentes:

a) **Trióxido de dinitrógeno**:

Fórmula electrónica	Fórmula desarrollada	Fórmula molecular
: O : : O : : N : Ö : N :	O O ǁ ǁ N—O—N	N_2O_3

Trióxido de dinitrógeno

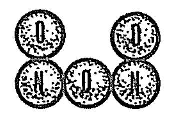


Diagrama molecular

En este compuesto cada átomo de nitrógeno tiene número de valencia 3 y los de oxígeno 2, por lo tanto:

- Total de valencias del N = 2 átomos x 3 = 6
- Total de valencias del O = 3 átomos x 2 = 6

b) **Pentóxido de dinitrógeno**:

Fórmula electrónica	Fórmula desarrollada	Fórmula molecular
: O : : O : : Ö : N : Ö : N : Ö :	O O ǁ ǁ O <—N—O—N—>O	N_2O_5

Pentóxido de dinitrógeno

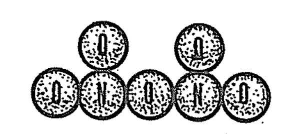


Diagrama molecular

En este caso, los átomos de nitrógeno tienen número de valencia 5 y los de oxígeno 2, luego:

- Total de valencias del N = 2 átomos x 5 = 10
- Total de valencias del O = 5 átomos x 2 = 10

- El azufre, que puede presentar los números de valencia 2, 4 ó 6, está en condiciones de producir tres óxidos distintos, a saber:

a) **Monóxido de azufre**: (Número de valencia del S = 2)

Fórmula electrónica	Fórmula desarrollada	Fórmula molecular
: S̈ :: Ö :	S = O	SO

Monóxido de azufre

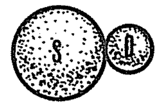
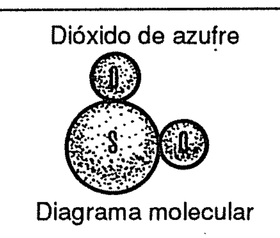


Diagrama molecular

- Total de valencias del S = 2
- Total de valencias del O = 2

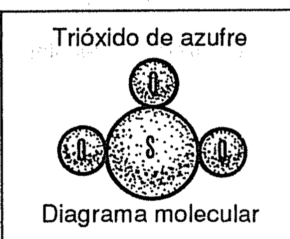




b) **Dióxido de azufre**: (Número de valencia del S = 4)

:Ö: :S̈ :: Ö:	O ↑ S = O	SO_2
Fórmula electrónica	**Fórmula desarrollada**	**Fórmula molecular**

- Total de valencias del S = 1 átomo x 4 = 4
- Total de valencias del O = 2 átomos x 2 = 4

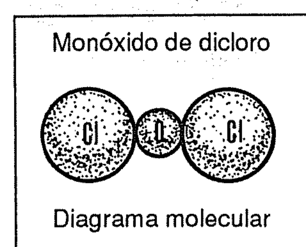


c) **Trióxido de azufre**: (Número de valencia del S = 6)

:Ö: :Ö : S̈ :: Ö :	O ↑ O <— S = O	SO_3
Fórmula electrónica	**Fórmula desarrollada**	**Fórmula molecular**

- Total de valencias del S = 1 átomo x 6 = 6
- Total de valencias del O = 3 átomos x 2 = 6

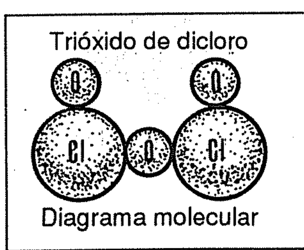
El cloro, que puede presentar cuatro números de valencia diferentes (1, 3, 5 ó 7), origina cuatro óxidos diferentes:



a) **Monóxido de dicloro**: (Número de valencia del Cl = 1)

:C̈l: Ö : C̈l :	Cl — O — Cl	Cl_2O
Fórmula electrónica	**Fórmula desarrollada**	**Fórmula molecular**

- Total de valencias del Cl = 2 átomos x 1 = 2
- Total de valencias del O = 1 átomo x 2 = 2



b) **Trióxido de dicloro**: (Número de valencia del Cl = 3)

:Ö: :Ö: :C̈l: Ö : C̈l:	O O ↑ ↑ Cl — O — Cl	Cl_2O_3
Fórmula electrónica	**Fórmula desarrollada**	**Fórmula molecular**

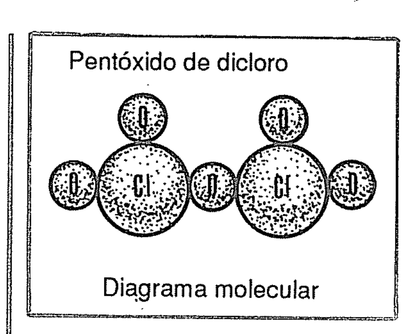
- Total de valencias del Cl = 2 átomos x 3 = 6
- Total de valencias del O = 3 átomos x 2 = 6



c) **Pentóxido de dicloro**: (Número de valencia del Cl = 5)

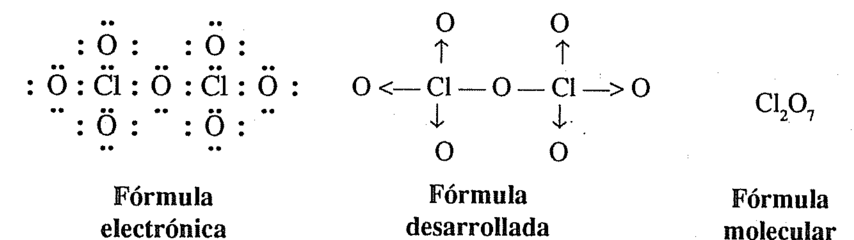
```
           ..      ..              O         O
         : O :   : O :             ↑         ↑
   ..  ..  ..  ..  ..                                   Cl2O5
 : O : Cl : O : Cl : O :     O <— Cl — O — Cl —> O
   ..  ..  ..  ..  ..
```

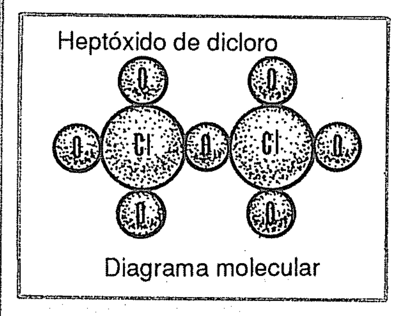
Fórmula electrónica	Fórmula desarrollada	Fórmula molecular
	$O \leftarrow Cl - O - Cl \rightarrow O$ (con un O → sobre cada Cl)	Cl_2O_5



- Total de valencias del Cl = 2 átomos x 5 = 10
- Total de valencias del O = 5 átomos x 2 = 10

d) **Heptóxido de dicloro**: (Número de valencia del Cl = 7)





- Total de valencias del Cl = 2 átomos x 7 = 14
- Total de valencias del O = 7 átomos x 2 = 14

Nomenclatura de los óxidos ácidos

Antiguamente, los óxidos ácidos se denominaban anhídridos y para designar a cada uno de ellos se empleaba la palabra **anhídrido** seguida por el nombre del no metal terminado en **oso** o **ico**, según que correspondiera a la mayor o menor valencia. Así, los óxidos del nitrógeno se llamaban anhídrido nitroso y anhídrido nítrico, respectivamente.

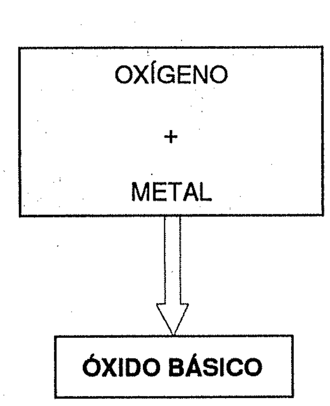
Actualmente, uno de los sistemas de nomenclatura más utilizados es el que se basa en el número de átomos de los elementos que forman la molécula (**atomicidad**).

Dicho número de átomos se expresa por medio de los prefijos griegos **mono**, **di**, **tri**, **tetra**, **penta**, **hexa**, **hepta**, etcétera, que corresponden respectivamente, a uno, dos, tres, cuatro, cinco, seis, siete, etcétera. Así, el Cl_2O se denomina **monóxido de dicloro** porque la molécula está formada por un átomo de oxígeno y dos átomos de cloro; el N_2O_5 se llama **pentóxido de dinitrógeno** por estar constituido por cinco átomos de oxígeno y dos de nitrógeno.

Los **óxidos ácidos** son compuestos que presentan uniones covalentes.

1.2.Óxidos básicos

Son compuestos binarios que resultan de la combinación del **oxígeno** con un **metal**.



Estos compuestos se encuentran en abundancia. Así, el producto comercial denominado "cal viva" y que es utilizado como material de construcción, es un óxido básico: el óxido de calcio. La herrumbre que se forma en el hierro y que es causa de grandes perjuicios económicos, también es un óxido básico. El principal ingrediente de las pinturas anticorrosivas, usadas para evitar la corrosión del hierro, es un óxido del plomo, conocido con el nombre de minio.

El pigmento blanco utilizado para fabricar pinturas y goma blanca es el óxido de cinc. El óxido de cobre, llamado cuprita, es uno de los minerales empleados para obtener cobre. El óxido de aluminio, con impurezas que le comunican colores característicos, constituye las piedras preciosas llamadas rubí, zafiro, esmeralda cristal y turquesa.

Para comprender cómo están constituidos los óxidos básicos, analizaremos los siguientes ejemplos:

a) **Óxido de sodio**: está formado por sodio (número de valencia 1) y oxígeno (número de valencia 2):

$[Na]^+ [:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-} [Na]^+$	Na— O — Na	Na_2O
Fórmula electrónica	**Fórmula desarrollada**	**Fórmula molecular**

- Total de valencias del Na = 2 átomos x 1 = 2
- Total de valencias del O = 1 átomo x 2 = 2

En las **fórmulas moleculares** debe escribirse primero el metal (elemento menos electronegativo) y luego el no metal.

b) **Óxido de calcio**: está constituido por calcio (número de valencia 2) y oxígeno (número de valencia 2):

$[Ca]^{2+} [:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}$	Ca = O	CaO
Fórmula electrónica	**Fórmula desarrollada**	**Fórmula molecular**

- Total de valencias del Ca = 1 átomo x 2 = 2
- Total de valencias del O = 1 átomo x 2 = 2

El número total de valencias de un elemento debe ser **igual** al número total de valencias del otro.

c) **Óxido de aluminio**: formado por aluminio (número de valencia 3) y oxígeno (número de valencia 2):

$$[:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-} [Al]^{3+} [:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-} [Al]^{3+} [:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}$$

Fórmula electrónica

O = Al— O— Al = O	Al_2O_3
Fórmula desarrollada	**Fórmula molecular**



- Total de valencias del Al = 2 átomos x 3 = 6

- Total de valencias del O = 3 átomos x 2 = 6

d) **Óxidos del hierro**: El hierro puede presentar los números de valencia 2 ó 3, originando dos óxidos diferentes:

-**Óxido de hierro (II)**, también conocido con el nombre antiguo de **óxido ferroso**: (Número de valencia del hierro = 2):

$[Fe]^{2+}[:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}$	Fe = O	FeO
Fórmula electrónica	**Fórmula desarrollada**	**Fórmula molecular**

-**Óxido de hierro (III)**, cuyo nombre antiguo es **óxido férrico**: (Número de valencia del Fe = 3):

$$[:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}\ [Fe]^{3+}\ [:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}\ [Fe]^{3+}\ [:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}$$

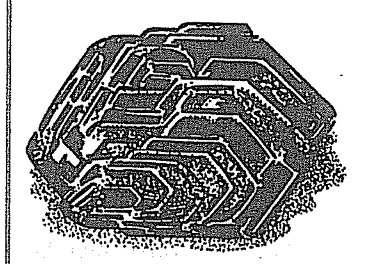
Fórmula electrónica

O = Fe — O —Fe = O	Fe_2O_3
Fórmula desarrollada	**Fórmula molecular**

Los **óxidos básicos** presentan uniones iónicas

Nomenclatura de los óxidos básicos

La IUPAC recomienda para los óxidos básicos la nomenclatura por **numerales de Stock**. Consiste en denominar al óxido con el nombre del metal correspondiente, seguido por el número de valencia entre paréntesis y en números romanos. Así, el Cu_2O se llama **óxido de cobre (I)** y el CuO **óxido de cobre (II)**, el FeO **óxido de hierro (II)** y el Fe_2O_3 **óxido de hierro (III)**.



La **hematita** (Fe_2O_3) es uno de los minerales más importantes para la metalurgia del hierro (siderurgia)

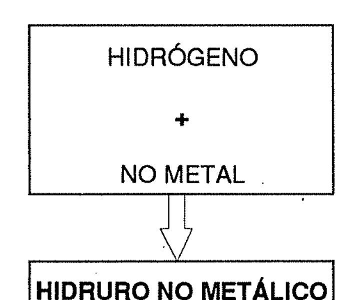
A pesar de esta recomendación, aún se usa la nomenclatura antigua que establecía:

a) si el metal que constituye al óxido tiene un solo número de valencia, se antepone al nombre del metal la palabra óxido. Por ejemplo: **óxido de sodio, óxido de potasio, óxido de calcio**, etcétera.

b) Cuando el metal que forma al óxido tiene números de valencias diferentes, se añade al nombre del metal el sufijo **oso** para la menor valencia e **ico** para la mayor. Así, el Cu_2O se llama **óxido cuproso** y el CuO **óxido cúprico.**

2. ¿QUÉ SON LOS HIDRUROS?

Son compuestos binarios que resultan de la combinación del hidrógeno con otro elemento químico.



2.1. Hidruros no metálicos

Son compuestos formados por **hidrógeno** y un **no metal**.

Generalmente se encuentran en estado gaseoso a la temperatura ambiente. Algunos manifiestan propiedades ácidas, tales como los hidruros de flúor, cloro, bromo, yodo y azufre. Otros no son ácidos, como el agua, amoníaco, metano, silanos, etcétera.

A modo de ejemplo:

a) **Fluoruro de hidrógeno**:

H : F̤̈ :   H—F   HF

b) **Cloruro de hidrógeno**:

H : C̈l̤ :   H — Cl   HCl

c) **Bromuro de hidrógeno**:

H : B̈r̤ :   H — Br   HBr

d) **Yoduro de hidrógeno**:

H : Ï̤ :   H — I   HI

e) **Sulfuro de hidrógeno**:

H : S̤̈ : H   H — S — H H_2S

f) **Nitruro de hidrógeno (amoníaco)**:

```
    H                 H
    ..                |
H : N : H         H — N — H         H3N
    ..
```

El no metal siempre actúa con su menor número de valencia, por lo cual cada uno de ellos forma un solo hidruro no metálico.

Los **hidruros no metálicos** presentan uniones covalentes polares.

Nomenclatura de los hidruros no metálicos

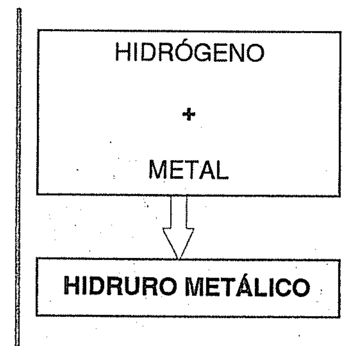
Para designar a los hidruros no metálicos se agrega el sufijo **uro** a la raíz del nombre del **no metal** (fluoruro, cloruro, etc.) y se añade **de hidrógeno** (fluoruro de hidrógeno, cloruro de hidrógeno, etc.).

Algunos tiene nombres especiales, tales como agua (H_2O), amoníaco (H_3N), metano (CH_4), etcétera.



2.2. Hidruros metálicos

Son compuestos binarios constituidos por **hidrógeno** y **un metal**.



Así, podemos mencionar:

a) **Hidruro de sodio**:

$[Na]^{+}[\ddot{H}]^{-}$ Na—H NaH

b) **Hidruro de calcio**:

$[\ddot{H}]^{-}[Ca]^{2+}[\ddot{H}]^{-}$ H—Ca—H CaH_2

En los hidruros metálicos, el metal actúa con su menor número de valencia y, por lo tanto, cada metal forma un solo hidruro.

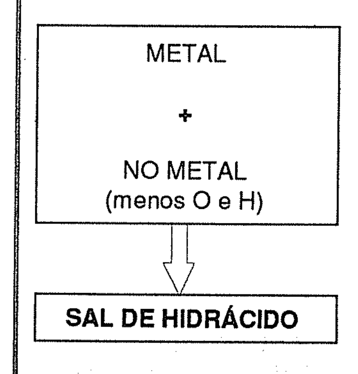
Los **hidruros metálicos** son compuestos iónicos.

Nomenclatura de los hidruros metálicos

Estos hidruros se denominan **hidruro de** y se agrega el nombre del **metal** correspondiente (hidruro de sodio, hidruro de potasio, hidruro de platino, etcétera).

3. ¿QUÉ SON LAS SALES DE HIDRÁCIDOS?

Son compuestos binarios formados por un **metal** y un **no metal** (menos oxígeno e hidrógeno).



Estas sales son muy comunes y abundantes en la Naturaleza, tales como: el cloruro de sodio (sal de mesa), el fluoruro de calcio (espato flúor), los bromuros de sodio, de potasio y de amonio, que se emplean como sedantes en medicina, el yoduro de plata, usado en fotografía, el sulfuro de hierro (pirita), el cloruro férrico, utilizado como mordiente en tintorería, etcétera.

A modo de ejemplo, podemos señalar:

a) **Cloruro de sodio**:

$[Na]^{+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^{-}$ Na—Cl NaCl

b) **Cloruro de calcio**:

$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^{-}[Ca]^{2+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^{-}$ Cl—Ca—Cl $CaCl_2$

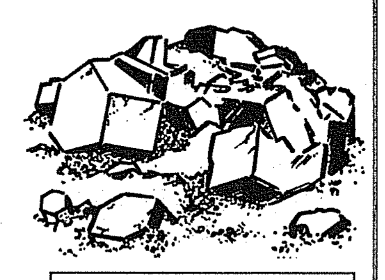
c) **Cloruro de aluminio**:

$[:\ddot{Cl}:]^{-}$ over $[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^{-}[\ddot{Al}]^{3+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^{-}$ Cl—Al(—Cl)—Cl $AlCl_3$

d) **Sulfuro de hierro (II)**:

$[Fe]^{2+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}:]^{2-}$ Fe = S FeS





La **galena** (PbS) es uno de los minerales más empleados para la obtención de plomo.

e) **Sulfuro de hierro (III):**

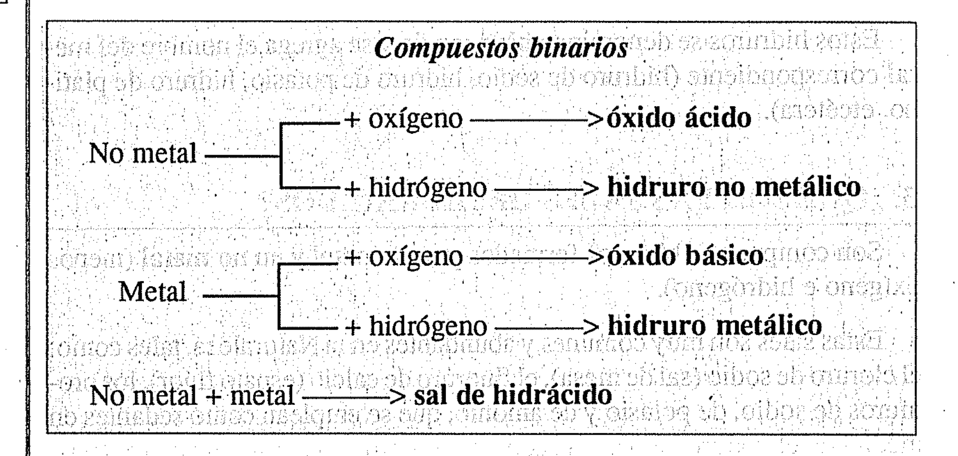
$[:\ddot{\underset{..}{S}}:]^{2-}\ [Fe]^{3+}\ [:\ddot{\underset{..}{S}}:]^{2-}\ [Fe]^{3+}\ [:\ddot{\underset{..}{S}}:]^{2-}$ S = Fe—S—Fe = S Fe_2S_3

Nomenclatura de las sales de hidrácidos

Es similar a la de los hidruros no metálicos. También se agrega el sufijo **uro** al nombre del no metal y luego se añade el nombre del metal (cloruro de sodio, bromuro de potasio, etcétera).

Cuando el metal presenta más de un número de valencia, se utilizan los numerales de Stock (sulfuro de hierro (II), cloruro de hierro (III), etcétera).

(Este tema se ampliará al estudiar las sales.)



4. ECUACIONES QUÍMICAS

ECUACIÓN QUÍMICA
Es la representación gráfica de una reacción química.

Las reacciones químicas son cambios que experimentan las sustancias, de los cuales resultan otras sustancias diferentes.

En toda reacción química, los átomos que forman las moléculas se reagrupan, formando nuevas moléculas.

Para representar gráficamente las reacciones químicas se utilizan las denominadas **ecuaciones químicas**. Éstas constan de dos miembros: en el primero se colocan las fórmulas de las sustancias que reaccionan (**sustancias reaccionantes**) y en el segundo las fórmulas de las sustancias que se producen en la reacción (**productos de la reacción**). Así, por ejemplo:

$S + O_2 = SO_2$ (La molécula de azufre es monoatómica, mientras que la de oxígeno es biatómica)

Los gases simples (H, O, N, F, Cl) tienen moléculas biatómicas.

Esta ecuación química indica que: una molécula de azufre reacciona con otra de oxígeno, formando una molécula de dióxido de azufre.

Como las masas de los elementos se conservan, el número total de átomos de cada elemento del primer miembro debe ser igual al total del segundo miembro y de esta forma se logra la igualdad propia de toda ecuación matemática.

Esto resulta claro en el ejemplo anterior, pero no sucede lo mismo en otros casos, tales como:

$Cl_2 + O_2 = Cl_2O$ (Cloro + oxígeno = monóxido de dicloro)

En este caso, en el primer miembro hay dos átomos de oxígeno y en el segundo uno solo. Para resolver este problema se debe variar la cantidad de moléculas de cada sustancia hasta lograr la igualdad de átomos, en uno y otro miembro.

Así, dos moléculas de cloro reaccionan con una de oxígeno, produciendo 2 moléculas de monóxido de dicloro. Entonces, la ecuación química es:

$$2\ Cl_2 + O_2 = 2\ Cl_2O$$

El número que expresa la cantidad de moléculas de cada sustancia se denomina **coeficiente molecular**.

Este coeficiente se omite cuando se trata de una sola molécula, como se observa en el caso del oxígeno.

En otras reacciones es algo más difícil obtener la igualdad en los dos miembros de la ecuación química. Así, por ejemplo:

Las moléculas de los metales se consideran monoatómicas.

$Na + O_2 = Na_2O$ (Sodio + oxígeno = óxido de sodio)

En el primer miembro hay un átomo de sodio y en el segundo dos. Con respecto al oxígeno sucede lo contrario (dos átomos en el primero y uno en el segundo miembro).

Para igualar esta ecuación, se deben formar dos moléculas de óxido de sodio, ($2\ Na_2O$), para que estén los dos átomos que constituyen la molécula de oxígeno. Además, son necesarias cuatro moléculas monoatómicas de sodio. Entonces, la ecuación correcta será:

$$4\ Na + O_2 = 2\ Na_2O$$

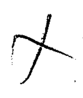
Esto debe leerse así: 4 moléculas de sodio reaccionan con una molécula de oxígeno, formando dos moléculas de óxido de sodio.

Un tercer caso nos ayudará a comprender lo expuesto:

$Al + O_2 = Al_2O_3$ (Aluminio + oxígeno = óxido de aluminio)

En la molécula de óxido de aluminio hay tres átomos de oxígeno, por lo cual deben formarse dos moléculas de dicho óxido ($2\ Al_2O_3$). En ese caso hay seis átomos de oxígeno que se encuentran en tres moléculas del mismo. Además, son necesarias cuatro moléculas de aluminio para alcanzar la igualdad.

El Al_2O_3 se encuentra en la Naturaleza formando el corindón. Este puede encontrarse como corindón común (usado como abrasivo) y corindón noble (componente del rubí, esmeralda, etc.).



Para cada elemento, debe haber igual número de átomos en ambos miembros.

Luego la ecuación resulta así:

$$4\ Al + 3\ O_2 = 2\ Al_2O_3$$

El signo igual que une a los dos miembros, generalmente se reemplaza por una flecha, que indica el sentido de la reacción:

$$4\ Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3$$

Cuando las reacciones pueden producirse en ambos sentidos, se colocan dos flechas en sentido contrario: $\rightleftarrows$

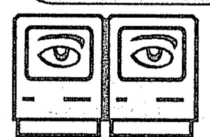
Entonces, la ecuación anterior se expresa así:

$$4\ Al + 3\ O_2 \rightleftarrows 2\ Al_2O_3$$

En resumen:

El procedimiento para escribir las ecuaciones químicas es el siguiente:

1. Escribir correctamente las fórmulas moleculares de las sustancias reaccionantes y de los productos de la reacción.
2. Igualar el número de átomos de cada elemento en ambos miembros, colocando los coeficientes moleculares que sean necesarios para ello.



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Marque con una X la respuesta correcta:

— La covalencia está dada por el número de electrones que el átomo:

a) cede b) gana c) comparte d) todas las respuestas anteriores

— El número de electrones que un átomo cede o gana en una unión iónica se denomina:

a) electrovalencia b) covalencia c) valencia coordinada d) valencia metálica

— El número de elementos que forman los compuestos binarios es:

a) uno b) dos c) tres d) cuatro

— Una sustancia formada por oxígeno y un no metal es un:

a) óxido ácido b) óxido básico c) hidruro no metálico d) hidruro metálico

— Los óxidos básicos están constituidos por oxígeno y:

a) no metal b) metal c) hidrógeno d) elementos muy electronegativos

— Los compuestos formados por hidrógeno y un no metal son:

a) óxidos ácidos b) óxidos básicos c) hidruros no metálicos d) hidruros metálicos

— Los hidruros metálicos están formados por hidrógeno y:

a) metal b) no metal c) oxígeno d) elementos muy electronegativos

— En ambos miembros de una ecuación química debe haber, de cada elemento, igual número de:

a) moléculas b) sustancias simples c) sustancias compuestas d) átomos

2) Complete las siguientes ecuaciones generales:

a) hidrógeno + no metal... ———> ....

b) ....+ no metal ———> óxido ácido

c) hidrógeno +.. ———> hidruro metálico

d) oxígeno +... ———> óxido básico

3) Una mediante flecha cada clase de compuesto binario con el tipo de unión que le corresponde:

Compuestos binarios

- Óxidos ácidos
- Óxidos básicos
- Hidruros no metálicos
- Hidruros metálicos
- Sales de hidrácidos

Tipos de unión

- Unión iónica
- Unión covalente
- Unión metálica

4) Escriba sobre la línea de puntos el nombre de los siguientes compuestos binarios:

a) Na_2O = ...

b) CO_2 = ...

c) Cl_2O = ...

d) CaH_2 = ...

e) NaH = ...

f) Al_2O_3 = ...

g) HCl = ...

h) N_2O_5 = ...

i) H_2S = ...

j) CaO = ...

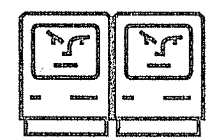
5) Teniendo en cuenta los compuestos del inciso anterior, indique cuáles son:

a) óxidos ácidos = ...

b) óxidos básicos = ...

c) hidruros no metálicos = ...

d) hidruros metálicos = ...



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Sabiendo que la molécula de un compuesto binario está formada por dos átomos de nitrógeno y tres de oxígeno:

a) Escriba la fórmula molecular: ....

b) Dé su nombre: ....

c) Señale a qué clase de compuestos binarios corresponde: ....

Justifique: ....

....

d) Indique qué tipo de unión presenta y por qué: ....

....

....

e) Escriba la fórmula electrónica: ....

f) Mencione las propiedades que son predecibles en dicho compuesto de acuerdo con el tipo de unión que presenta: ....

....

....

g) Escriba su fórmula desarrollada o estructural: ....

2) Señale por qué el cloruro de hidrógeno es un:

a) hidruro no metálico: ....

....

....

....

....

b) compuesto covalente polar: ....

....

....

....

....

3) Lea atentamente cada pregunta siguiente, reflexione y luego responda:

a) ¿Cuál es la diferencia entre electrovalencia y covalencia?: ....

....

....

....

....

b) ¿Qué se entiende por fórmula desarrollada o estructural?: ....

....

....

....

....

c) ¿Por qué los óxidos básicos presentan unión iónica?: ....

....

....

....

4) Escriba la fórmula molecular y dé el nombre de un:

a) óxido ácido: ....

Justifique: ....

....

b) óxido básico: ....

Justifique: ....

....

c) hidruro no metálico: ....

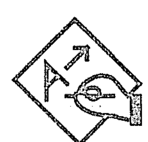
Justifique: ....

....

d) hidruro metálico: ....

Justifique: ....

....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Complete el siguiente cuadro:

COMPUESTOS BINARIOS

Nombre	**Fórmula molecular**	**Fórmula desarrollada**	**Clase**	**Tipo de unión**
Monóxido de azufre				
	SO_3			
		K—O—K		
			Hidruro metálico	
				covalente
			Óxido básico	
		H—S—H		
	CaH_2			
Óxido de hierro (III)				

2) Escriba la fórmula molecular de los siguientes:

a) óxidos ácidos:

- Heptóxido de dicloro: ....

- Dióxido de azufre: ....

b) óxidos básicos:

- Óxido de cinc: ....

- Óxido de cobre (I): ....

c) hidruros no metálicos:

- Bromuro de hidrógeno: ....

- Fluoruro de hidrógeno: ....

d) hidruros metálicos:

- Hidruro de cinc: ....

- Hidruro de litio: ....

3) Escriba los siguientes compuestos en las columnas que les corresponden:

Cl_2O_3, CaO, BaH_2, SiO_2, HI, N_2O_5, Fe_2O_3, NaH, HCl, BaO, H Ag

Óxidos básicos	**Óxidos ácidos**	**Hidruros metálicos**	**Hidruros no metálicos**
....	....	....	....
....	....	....	....
....	....	....	....

4) Complete las siguientes ecuaciones sobre formación de:

a) óxidos ácidos:

N_2	+	O_2	———>	N_2O_3
......	+	O_2	———>	$2N_2O_5$
S	+	......	———>	SO
......	+	O_2	———>	SO_2
2 S	+	3 O_2	———>	......
Cl_2	+	O_2	———>	Cl_2O_5

b) óxidos básicos:

K	+	O_2	———>	K_2O
......	+	O_2	———>	2 ZnO
Al	+	......	———>	Al_2O_3
......	+	O_2	———>	FeO
Fe	+	......	———>	Fe_2O_3

5) Escriba las ecuaciones de formación de los siguientes hidruros:

a) hidruro de cobre (II):

....

b) bromuro de hidrógeno:

....

c) sulfuro de hidrógeno:

....

d) hidruro de hierro (II):

....

6) Escriba la fórmula molecular y dé el nombre de los óxidos que se forman con los siguientes elementos (entre paréntesis se indica el número de valencia):

a) Br (I): ....

b) Br (III): ....

c) Br (V): ....

d) Br (VII): ....

e) Hg (I): ....

f) Hg (II): ....

g) Mg (II): ....

h) Cu (I): ....

i) Cu (II): ....

7) Una con una flecha cada fórmula de la columna de la izquierda con la denominación de la columna de la derecha que le corresponde:

Fórmulas moleculares	**Denominación**
	— Óxido de potasio
	— Óxido de calcio
— H I	— Sulfuro de hidrógeno
— H Br	— Dióxido de silicio
— K H	— Pentóxido de dicloro
— P_2O_3	— Yoduro de hidrógeno
— K_2O	— Hidruro de magnesio
— Ba O	— Trióxido de difósforo
— Cl_2O_5	— Bromuro de hidrógeno
— MgH_2	— Hidruro de potasio
— SiO_2	— Hidruro de bario
	— Cloruro de hidrógeno
	— Óxido de bario

LECTURA COMPLEMENTARIA

LA LLUVIA ÁCIDA

La lluvia ácida, tal vez no sea el principal problema, pero sí está en primerísimo lugar. El dióxido de azufre y los óxidos de nitrógeno que se emiten a la atmósfera se convierten, tras algunos procesos químicos, en ácidos —sulfúrico y nítrico— que se incorporan con facilidad a las gotitas de las nubes. Las precipitaciones se acidifican y contaminan las aguas superficiales —ríos y lagos—.

La acidificación de los lagos produce drásticas modificaciones biológicas, pudiendo transformarlos, incluso, en lagos completamente muertos. Pero, además, **la lluvia ácida es letal para los bosques**, que se degradan, pierden vitalidad y terminan destruyéndose. En Alemania, los científicos ya llaman a este fenómeno Waldsterben o muerte forestal. Pero los efectos no terminan allí; hay también corrosión de estructuras artificiales, incluso deterioro de aguas litorales y toda una gama de efectos secundarios.

Lo que pasa es que en este agudo problema no alcanza con medidas a nivel nacional. Ya está demostrado que las emisiones pueden acidificar las precipitaciones a centenares de kilómetros de distancia. En nuestro caso, por ejemplo, sólo el 10% del sulfuro contaminante proviene de fuentes suecas. El resto es transportado a través de las fronteras. O sea, que allí es necesario encararlo internacionalmente, considerando a toda Europa como una sola cuenca atmosférica. Y no se crea que es fácil. Al principio hubo todo tipo de resistencias: ningún país admitía que había contaminación interfronteriza. Pero a comienzos de la década de los años '80, cuando sonó la campana de alarma en la República Federal Alemana, entonces sí comenzó a reconocerse el problema. Ahora hay acuerdo general y hay convenciones firmadas sobre el tema, en las que los países acuerdan reducir un 30 % las emisiones de azufre, no aumentar las de óxidos de nitrógeno y establecer una red de monitoreo intereuropea para medir los alcances de este gravísimo problema.



Los óxidos de nitrógeno son contaminantes producidos por los motores a explosión de automotores, aviones, hornos, incineradores, fertilizantes, quema de bosques, etcétera.

(Artículo publicado en la **Sección Ciencia y Técnica** del diario Clarín, del 26 de setiembre de 1989.)



II. COMPUESTOS TERNARIOS

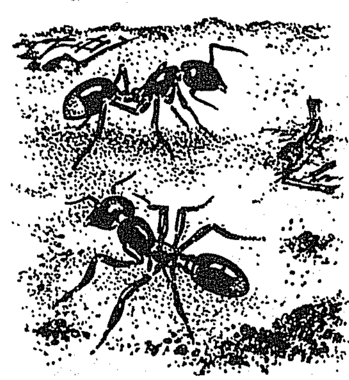
Son aquellos que están constituidos por tres elementos químicos diferentes.

Entre ellos, se pueden destacar:

a) **Oxoácidos** b) **Hidróxidos** c) **Oxosales**



Las **frutas** contienen, a menudo, ácidos débiles e inofensivos.



Las **hormigas**, al picar, inoculan ácido fórmico.

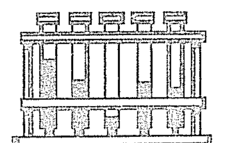
1. ÁCIDOS

Entre las sustancias que se usan cotidianamente hay muchas que contienen **ácidos** (del latín, acidus = agrio). Varios de estos ácidos se encuentran en alimentos, tales como el ácido cítrico (en los jugos de limón, naranja, pomelo, etcétera), el ácido acético (en el vinagre), el ácido láctico (en la leche cuajada), el ácido tartárico (en las uvas), el ácido málico (en las manzanas). Otros son de gran importancia en los laboratorios y en la industria: el ácido sulfúrico se usa disuelto en agua en las baterías o acumuladores de automotores; el ácido clorhídrico industrial, conocido como "ácido muriático", se utiliza para la limpieza de las superficies de los metales, previamente a las soldaduras; el ácido nítrico es capaz de atacar a la mayoría de los metales y se usa para la fabricación de explosivos, nitratos y colorantes.

También hay animales y vegetales que producen ácidos que les sirven de defensa. Así, el ácido fórmico o metanoico se encuentra en las secreciones de las hormigas, abejas y ortigas. En el metabolismo de los vertebrados intervienen diversos ácidos, tales como los ácidos grasos, el ácido úrico, el ácido láctico, etcétera. En la corteza del sauce se encuentra el ácido salicílico que tiene propiedades analgésicas y a partir del cual se preparó el ácido acetil salicílico, conocido con el nombre de aspirina, muy usado como analgésico y antipirético.

Algunos ácidos son muy fuertes y corrosivos y deben ser manejados con mucho cuidado porque pueden ocasionar lesiones graves, tales como los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico. Por el contrario, los ácidos que se encuentran en los alimentos son débiles y pueden ser ingeridos sin que afecten a los tejidos humanos.

Los ácidos fuertes atacan a la mayoría de los metales, con excepción del oro y del platino, desprendiendo gas de hidrógeno. La mezcla de ácido nítrico y ácido clorhídrico, en la proporción de 1 a 3 volúmenes, se denomina **agua regia**, porque disuelve el oro que es considerado el rey de los metales.



TRABAJO PRÁCTICO

LOS ÁCIDOS

Objetivo:

- Identificar propiedades generales de los ácidos.

Materiales:

12 tubos de ensayo	Ácido sulfúrico (H_2SO_4)
3 clavos de hierro	Ácido nítrico (HNO_3)
3 trozos de cobre	Ácido clorhídrico (HCl)
3 granallas de cinc	Agua destilada
1 gradilla	Papel de tornasol azul y rojo
1 dispositivo para electrólisis	
1 repasador	

Procedimiento:

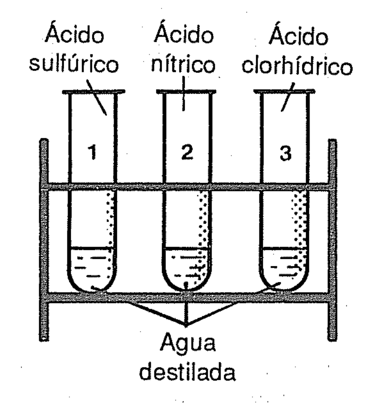
1) Solubilidad:

- Numere tres tubos de ensayo del 1 al 3.
- Coloque en cada uno de ellos aproximadamente 2 ml de agua.
- Agregue al tubo Nº 1: 2 ml de ácido sulfúrico; al Nº 2: 2 ml de ácido nítrico, y al Nº 3: 2 ml de ácido clorhídrico. Agite suavemente.
- Observe y anote las correspondientes solubilidades:

....

....

....



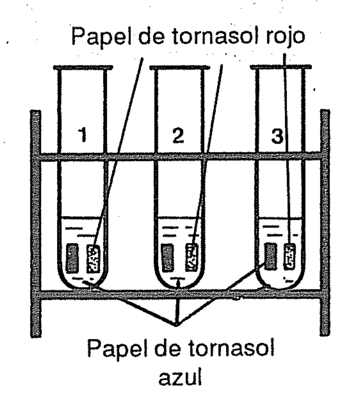
2) Indicadores:

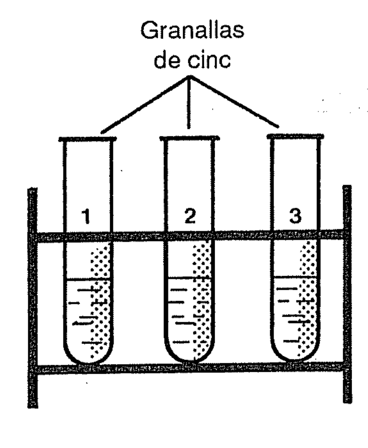
- En cada una de las soluciones antes preparadas introduzca un trozo de papel de tornasol azul y otro rojo.
- Observe y anote los cambios que se producen en el papel:

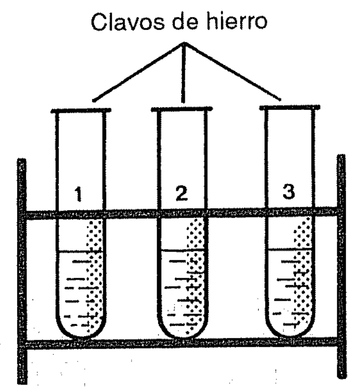
....

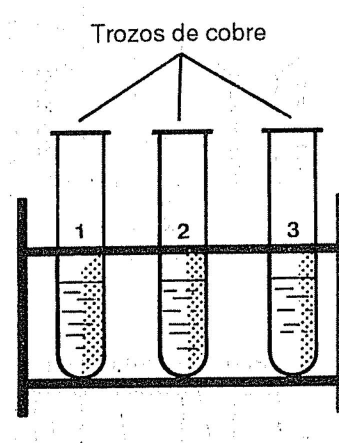
....

(El tornasol es un pigmento vegetal que se obtiene de ciertos líquenes y flores.)









3) Acción sobre metales:

A • Prepare soluciones de los tres ácidos en estudio, de modo semejante a lo realizado en el inciso 1.

• Introduzca en cada tubo un trozo o granalla de cinc.

• Observe y anote qué sucede: ....

....

• Averigüe qué reacciones se producen en cada tubo:..............

....

....

....

B • Repita la experiencia anterior, pero utilizando clavos de hierro en lugar de granallas de cinc.

• Observe y anote el cambio que se produce: ....

....

• Averigüe qué reacciones se producen en cada tubo:..............

....

....

....

C • Repita la experiencia 3B, pero agregando a las soluciones de los ácidos trozos o alambres de cobre.

Observe y anote si ocurre algún cambio: ....

....

D • Responda:

• ¿A qué metales atacan los ácidos?:......................................

....

• ¿Qué metal o metales no reaccionan con los ácidos?: ....

....

• ¿Qué gas se desprende cuando un metal es atacado por un ácido?: ....

....

4) Conductividad eléctrica:

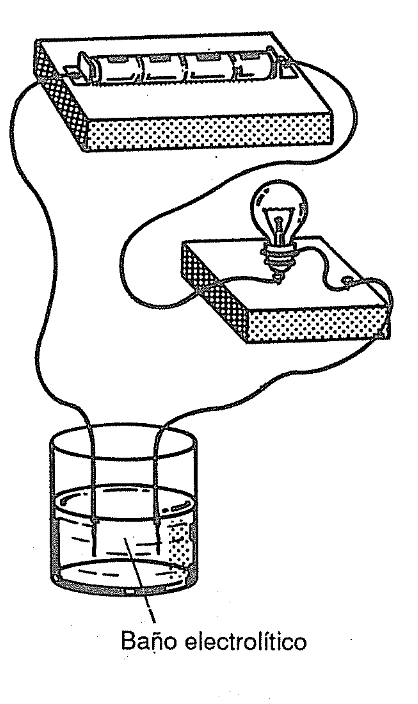
- Arme un circuito eléctrico similar al preparado para el trabajo práctico de electrólisis. (Véase dibujo adjunto.)
- Verifique el buen funcionamiento del circuito, uniendo los extremos desnudos de los cables.
- Coloque en la cuba electrolítica una solución de ácido sulfúrico (baño electrolítico).
- Sumerja los extremos desnudos de los cables en el baño electrolítico, cuidando que permanezcan separados.
- Observe y responda:
  - ¿se enciende la lamparita?: .... ¿por qué?: ....

    ....
  - ¿qué observa en los electrodos?: ....

    ....
  - esto, ¿qué indica?: ....

    ....
  - ¿cómo se denomina el ácido sulfúrico por esta causa?: ....

    ....



Conclusiones:

Indique cuál es el comportamiento de los ácidos estudiados en cuanto a:

a) **solubilidad**: ....

....

....

b) **indicadores como el tornasol azul**: ....

....

....

c) **acción sobre los metales**: ....

....

....

d) **conductividad eléctrica**: ....

....

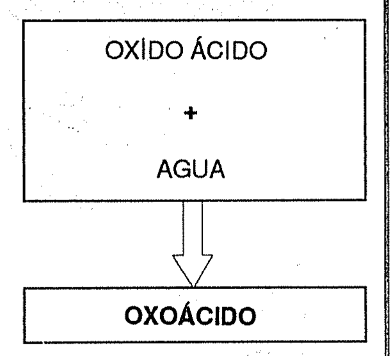
....



1.1. ¿Cómo se clasifican los ácidos?

Desde el punto de vista químico, los ácidos se pueden dividir en dos grupos: **oxoácidos** e **hidrácidos.**

1.2. Oxoácidos u Oxácidos



Son compuestos que se forman al combinarse un óxido ácido con agua.

Para comprender su estructura analizaremos los siguientes casos:

a) **Ácido carbónico**: Se produce al combinarse el dióxido de carbono con agua.

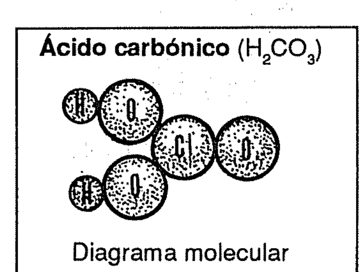

Ácido carbónico (H_2CO_3)

Diagrama molecular

Esta reacción puede expresarse por medio de fórmulas electrónicas:

$$:\ddot{O}::C::\ddot{O}: \quad + \quad H:\ddot{O}:H \quad \rightleftarrows \quad H:\ddot{O}:\overset{\overset{H}{:\ddot{O}:}}{\ddot{C}}::\ddot{O}:$$

Dióxido de carbono	+	Agua	⇄	Ácido carbónico

Utilizando fórmulas estructurales o desarrolladas:

$$O=C=O \quad + \quad H-O-H \quad \rightleftarrows \quad H-O-\overset{\overset{H}{|}}{\underset{}{\overset{O}{|}}}{C}=O$$

Y por medio de fórmulas moleculares:

$$CO_2 \quad + \quad H_2O \quad \rightleftarrows \quad H_2CO_3$$

Ácidos del nitrógeno

a) **Ácido nitroso**: Resulta de la combinación del trióxido de dinitrógeno con agua.

Ácido nitroso (HNO_2)



Diagrama molecular

- Con fórmulas electrónicas:

$$:\ddot{O}::\ddot{N}:\ddot{O}:\ddot{N}::\ddot{O}: \quad + \quad H:\ddot{O}:H \quad \rightleftarrows 2\ H:\ddot{O}:\ddot{N}::\ddot{O}:$$

Trióxido de dinitrógeno	+	agua	⇄	2 moléculas de ácido nitroso

- Usando fórmulas desarrolladas:

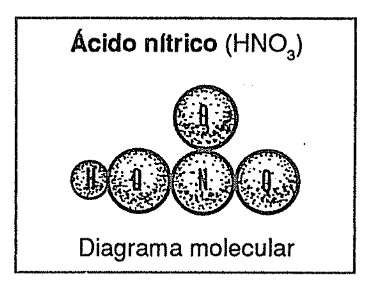
$$O=N-O-N=O \quad + \quad H-O-H \rightleftarrows 2\ H-O-N=O$$



- Y mediante fórmulas moleculares:

$$N_2O_3 + H_2O \rightleftarrows 2\ HNO_2$$

b) **Ácido nítrico**: Se forma por la combinación del pentóxido de dinitrógeno con agua.



Ácido nítrico (HNO_3)

Diagrama molecular

- Representación con fórmulas electrónicas:

```
   :Ö:  :Ö:                                  :Ö:
:Ö::N:Ö:N::Ö:   +   H:Ö:H  ⇄  2 H:Ö:N::Ö:
     ..  ..             ..          ..
```

- Mediante fórmulas desarrolladas:

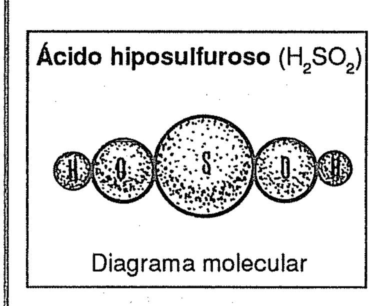
```
  O      O                                  O
  ↑      ↑                                  ↑
O = N – O – N = O    +   H – O – H  ⇄  2 H – O– N = O
```

- Con fórmulas moleculares:

$$N_2O_5 + H_2O \rightleftarrows 2\ HNO_3$$

Ácidos del azufre

a) **Ácido hiposulfuroso**: Es el producto de la unión del monóxido de azufre con agua.



Ácido hiposulfuroso (H_2SO_2)

Diagrama molecular

- Fórmulas electrónicas:

```
:Ö::S̈:   +   H:Ö:H  ⇄  H:Ö:S̈:Ö:H
                 ..         ..  ..  ..
```

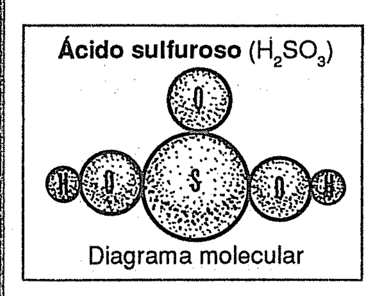
- Fórmulas desarrolladas:

```
O = S     +    H – O – H  ⇄  H – O – S – O – H
```

- Fórmulas moleculares:

$$SO + H_2O \rightleftarrows H_2SO_2$$

b) **Ácido sulfuroso**: Se obtiene por combinación del dióxido de azufre con agua.



Ácido sulfuroso (H_2SO_3)

Diagrama molecular

- Fórmulas electrónicas:

```
                                 :Ö:
:Ö::S̈:Ö:   +   H:Ö:H  ⇄  H:Ö:S̈:Ö:H
      ..           ..         ..  ..  ..
```

- Fórmulas desarrolladas:

```
                                         O
                                         ↑
O = S —> O    +   H – O – H  ⇄  H – O – S – O – H
```



Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

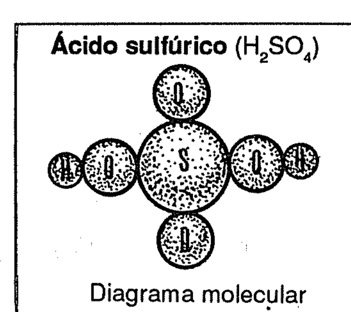


Diagrama molecular

- Fórmulas moleculares:

$$SO_2 \quad + \quad H_2O \rightleftarrows H_2SO_3$$

c) **Ácido sulfúrico**: Es el resultado de la combinación del trióxido de azufre con agua.

- Fórmulas electrónicas:

```
    ..                                      ..
   : O :                                   : O :
 ..  ..   ..           ..                ..  ..  ..
:O : :S : : O :   +   H : O :H   ⇄   H : O : S : O : H
          ..           ..                ..  ..  ..
                                           : O :
                                             ..
```

- Fórmulas desarrolladas:

```
    O                                         O
    ↑                                         ↑
  O = S ⟶ O    +    H – O – H   ⇄   H – O – S – O – H
                                              ↓
                                              O
```

- Fórmulas moleculares:

$$SO_3 \quad + \quad H_2O \rightleftarrows H_2SO_4$$

Ácidos del cloro

a) **Ácido hipocloroso**: Se forma por la unión del monóxido de dicloro más agua.

Ácido hipocloroso (HClO)

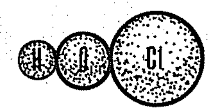


Diagrama molecular

- Fórmulas electrónicas:

```
  ..  ..  ..          ..               ..  ..
: Cl : O : Cl :  +  H : O : H  ⇄  2 H : O : Cl:
  ..  ..  ..          ..               ..  ..
```

- Fórmulas desarrolladas:

Cl – O – Cl + H – O – H ⇄ 2 H – O – Cl

- Fórmulas moleculares:

$$Cl_2O \quad + \quad H_2O \rightleftarrows 2\ HClO$$

b) **Ácido cloroso**: Se obtiene por la reacción entre el trióxido de dicloro y agua.

Ácido cloroso ($HClO_2$)

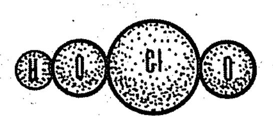


Diagrama molecular

- Fórmulas electrónicas:

```
  ..  ..  ..  ..  ..          ..            ..  ..  ..
: O: Cl : O : Cl : O :  +  H : O : H  ⇄  2 H : O : Cl : O:
  ..  ..  ..  ..  ..          ..            ..  ..  ..
```

- Fórmulas desarrolladas:

O<— Cl – O – Cl —> O + H – O – H ⇄ 2 H – O – Cl —> O



- Fórmulas moleculares:

$$Cl_2O_3 + H_2O \rightleftarrows 2\ HClO_2$$

c) **Ácido clórico**: Resulta de la combinación del pentóxido de dicloro con agua.

Ácido clórico ($HClO_3$)

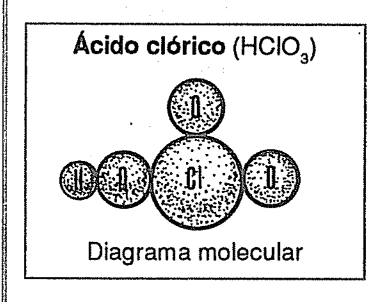


Diagrama molecular

- Fórmulas electrónicas:

```
    ..      ..                                   ..
   :O:     :O:                                  :O:
 .. ..      .. ..                              .. .. ..
:O: Cl : O : Cl : O :  +  H : O : H  ⇄  2  H : O : Cl : O:
 .. ..      .. ..             ..               .. .. ..
```

- Fórmulas desarrolladas:

```
   O        O                                  O
   ↑        ↑                                  ↑
O<— Cl – O – Cl —> O   +   H – O – H  ⇄ 2  H – O – Cl —> O
```

- Fórmulas moleculares:

$$Cl_2O_5 + H_2O \rightleftarrows 2\ HClO_3$$

d) **Ácido perclórico**: Es el producto de la unión del heptóxido de dicloro con agua.

Ácido perclórico ($HClO_4$)

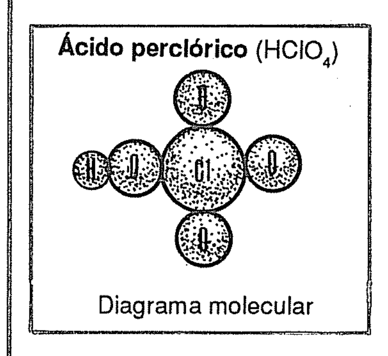


Diagrama molecular

- Fórmulas electrónicas:

```
   ..      ..                                     ..
  :O:     :O:                                    :O:
 ..  ..  ..  ..  ..           ..              ..  ..  ..
:O: Cl : O : Cl : O :  +  H : O : H  ⇄ 2  H : O : Cl : O:
 ..  ..  ..  ..  ..           ..              ..  ..  ..
  :O:     :O:                                    :O:
   ..      ..                                     ..
```

- Fórmulas desarrolladas:

```
       O       O                                  O
       ↑       ↑                                  ↑
O <— Cl – O – Cl —> O  +  H – O – H  ⇄  2  H – O – Cl – O
       ↓       ↓                                  ↓
       O       O                                  O
```

- Fórmulas moleculares:

$$Cl_2O_7 + H_2O \rightleftarrows 2\ HClO_4$$

Los **oxoácidos** son compuestos covalentes polares.

Nomenclatura de los oxoácidos

Entre los distintos sistemas de nomenclatura existentes, el más usado es el tradicional y es el que se ha aplicado en los ejemplos anteriores. De acuerdo con este sistema de nomenclatura, los ácidos que están formados por elementos que tienen un solo número de valencia se denomi-



Nomenclatura de los ácidos

- Tradicional
- Atomicidad
- Numerales de Stock

nan anteponiendo la palabra **ácido** y luego la raíz del nombre del no metal con la terminación **ico** (ácido carbón**ico**). Cuando el no metal tiene dos números de valencia diferentes se utilizan los sufijos **oso** para la menor valencia e **ico** para la mayor (ácido nitr**oso**, para nitrógeno III y ácido nítr**ico** para nitrógeno V). En caso de que el no metal pueda presentar tres números de valencia diferentes, se nombran usando el prefijo **hipo** y el sufijo **oso** para el menor de todos (ácido **hipo**sulfur**oso**, S=II); el sufijo **oso** para el valor intermedio (ácido sulfur**oso**, S=IV), y el sufijo **ico** para el número de valencia mayor (ácido sulfúr**ico**, S=VI). Finalmente, si el elemento puede actuar con cuatro números de valencias distintos, se utiliza el prefijo **hipo** y el sufijo **oso** para el menor (ácido **hipo**clor**oso**, Cl=I); el sufijo **oso** para el segundo número (ácido clor**oso**, Cl=III); el sufijo **ico** para el tercero (ácido clór**ico**, Cl=V), y el prefijo **per** y el sufijo **ico** para el cuarto (ácido **perclórico**, Cl=VII).

De acuerdo con lo establecido por la IUPAC también puede utilizarse la nomenclatura por **atomicidad** o por **numerales de Stock.**

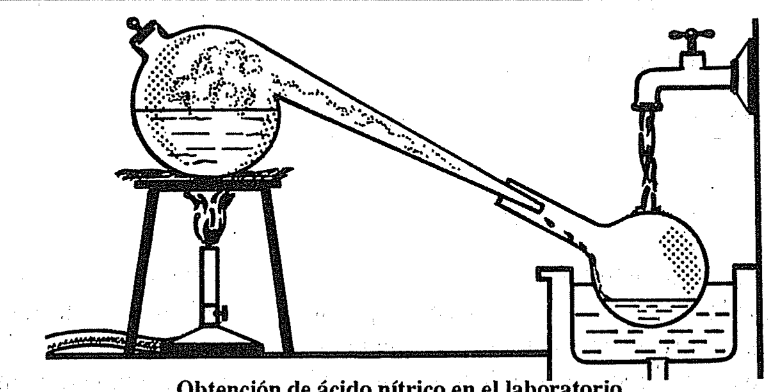
Nomenclatura por atomicidad:
n - oxo - raíz del no metal - ato - de hidrógeno.

En el caso de hacerse por **atomicidad**, el nombre de los ácidos se forma con un prefijo griego que indica el número de átomos de oxígeno (**n**), seguido de **oxo**, luego la raíz del nombre del no metal con terminación **ato** y finalmente **de hidrógeno**. Así, el **ácido carbónico** (H_2CO_3) se denomina **trioxocarbonato de hidrógeno**, donde se puede distinguir:

tri	**oxo**	**carbon**	**ato**	**de hidrógeno**
n	oxo	raíz del no metal	ato	de hidrógeno

El **ácido sulfúrico** (H_2SO_4) se llama **tetraoxosulfato de hidrógeno.**

Cuando los ácidos se designan por **numerales de Stock**, el nombre se forma con la raíz del no metal con terminación **ato**, seguido por el número de valencia entre paréntesis, de hidrógeno. Entonces, el **ácido carbónico** (H_2CO_3) se denomina **carbonato (IV) de hidrógeno** y el **ácido sulfúrico** se llama **sulfato (VI) de hidrógeno.**



Obtención de ácido nítrico en el laboratorio

En el siguiente cuadro comparativo se exponen algunos ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura		
	Tradicional	Atomicidad	Numeral de Stock
H_2CO_3	Ácido carbónico	Trioxocarbonato de hidrógeno	Carbonato (IV) de hidrógeno
HNO_2	Ácido nitroso	Dioxonitrato de hidrógeno	Nitrato (III) de hidrógeno
HNO_3	Ácido nítrico	Trioxonitrato de hidrógeno	Nitrato (V) de hidrógeno
H_2SO_2	Ácido hiposulfuroso	Dioxosulfato de hidrógeno	Sulfato (II) de hidrógeno
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	Trioxosulfato de hidrógeno	Sulfato (IV) de hidrógeno
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Tetraoxosulfato de hidrógeno	Sulfato (VI) de hidrógeno

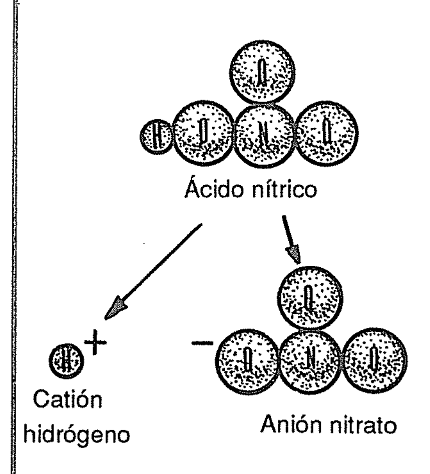
1.2.1. Disociación iónica de los oxoácidos

Los oxoácidos son compuestos covalentes polares que al disolverse en agua se disocian en iones, es decir, se ionizan. Este proceso se denomina **disociación iónica**.

La explicación de esta propiedad se encuentra en el hecho de que el agua, cuyas moléculas son polares, tiene tendencia a romper las uniones covalentes polares de los ácidos. Así, por ejemplo, en el caso del **ácido nítrico**, cuya fórmula electrónica es

$$\begin{array}{c} :\ddot{O}: \\ H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:\ddot{N}::\ddot{O}: \end{array}$$

la unión entre el H y el O es covalente polar debido a la diferencia de electronegatividad existente entre dichos elementos. Al disolverse en agua, las moléculas de ésta facilitan la separación del hidrógeno que deja su electrón y se transforma en **catión hidrógeno** (H^+). Por su parte, el resto de la molécula del ácido retiene el electrón del hidrógeno, convirtiéndose en **anión nitrato** (NO_3^-).

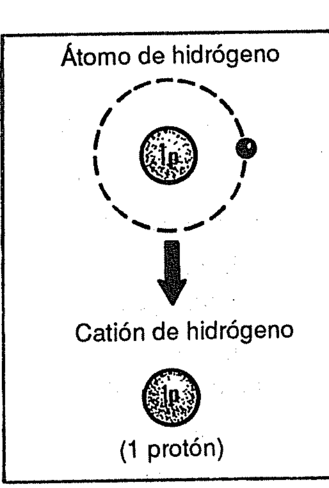


$$\text{Ácido nítrico} \overset{\text{(agua)}}{\rightleftharpoons} \text{Catión hidrógeno} + \text{Anión nitrato}$$

Este proceso puede representarse en forma de ecuación, utilizando fórmulas electrónicas:

$$\begin{array}{c} :\ddot{O}: \\ H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:\ddot{N}::\ddot{O}: \end{array} \underset{\text{en agua}}{\overset{\text{al disolverse}}{\rightleftharpoons}} H^+ + \left[\begin{array}{c} :\ddot{O}: \\ :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:\ddot{N}::\ddot{O}: \end{array}\right]^-$$





También con fórmulas moleculares:

$$HNO_3 \underset{}{\overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons}} H^+ + NO_3^-$$

Lo mismo sucede con todos los oxoácidos, como se puede observar en las siguientes **ecuaciones de disociación iónica**:

$$H_2CO_3 \overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons} 2\,H^+ + CO_3^{2-}$$

Ácido carbónico — Anión carbonato

$$HNO_2 \overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons} H^+ + NO_2^-$$

Ácido nitroso — Anión nitrito

$$H_2SO_2 \overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons} 2H^+ + SO_2^{2-}$$

Ácido hiposulfuroso — Anión hiposulfito

$$H_2SO_3 \overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons} 2H^+ + SO_3^{2-}$$

Ácido sulfuroso — Anión sulfito

$$H_2SO_4 \overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons} 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Ácido sulfúrico — Anión sulfato

$$HClO \overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons} H^+ + ClO^-$$

Ácido hipocloroso — Anión hipoclorito

$$HClO_2 \overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons} H^+ + ClO_2^-$$

Ácido cloroso — Anión clorito

$$HClO_3 \overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons} H^+ + ClO_3^-$$

Ácido clórico — Anión clorato

$$HClO_4 \overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons} H^+ + ClO_4^-$$

Ácido perclórico — Anión perclorato

Es necesario tener en cuenta que los cationes de hidrógeno son protones y por lo tanto se puede establecer que:

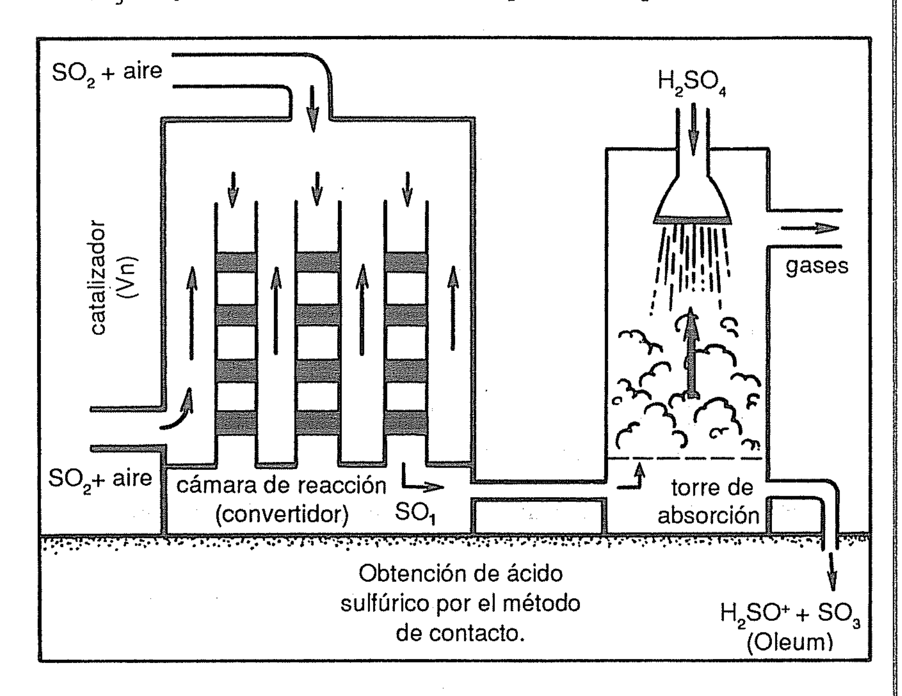
> ***Ácido* es todo compuesto capaz de ceder protones.**

Durante mucho tiempo se aceptó que los cationes hidrógeno o protones pueden existir en estado libre, pero actualmente se sostiene que se

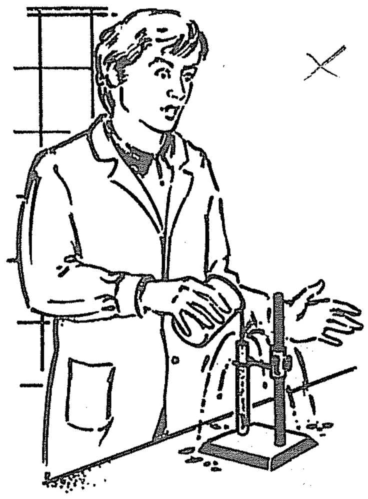
combinan con las moléculas de agua formando iones complejos denominados **hidronios**.

$$H^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ \text{ (catión hidronio)}$$

En resumen, los ácidos al disolverse en agua originan cationes hidronio (H_3O^+) y diversos aniones. Éstos dependen de qué ácido se trate.



Obtención de ácido sulfúrico por el método de contacto.



IMPORTANTE

No debe volcarse agua sobre ácido sulfúrico concentrado. El calor que genera puede hacer hervir el ácido, proyectándose hacia el exterior del recipiente que lo contiene.

Nomenclatura de los aniones ácidos

El nombre de los aniones se forma a partir del nombre del ácido, cambiando el sufijo **oso** por **ito** (Ácido nitr**oso** ——> anión nitr**ito**; ácido hipocl**oroso** ——> anión hipoclor**ito**) o el sufijo **ico** por **ato** (Ácido nítr**ico** ——> anión nitr**ato**; ácido perclór**ico** ——> anión perclor**ato**).

Para recordar el cambio de sufijos de ácidos a aniones, puede resultar útil la siguiente **regla nemotécnica**:

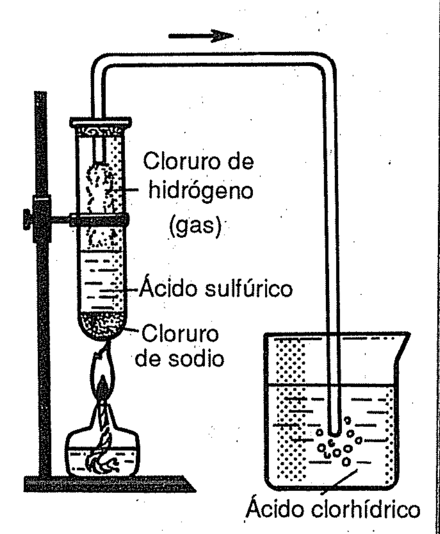
-**Pico** de **pato**.

-**Oso** chiqu**ito**.

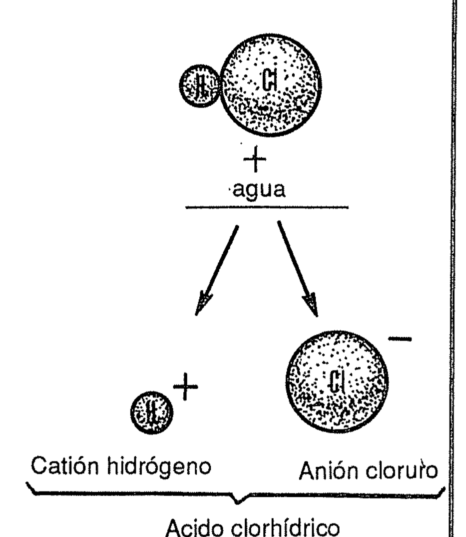
1.3. Hidrácidos

Existen cinco hidruros no metálicos que al disolverse en agua adquieren propiedades ácidas. Ellos son: fluoruro de hidrógeno (HF), cloruro de hidrógeno (HCl), bromuro de hidrógeno (HBr), yoduro de hidrógeno (HI) y sulfuro de hidrógeno (H_2S).





Obtención de ácido clorhídrico en el laboratorio



El **ácido fluorhídrico** se emplea en el grabado del vidrio.

Las soluciones acuosas de estos compuestos constituyen el grupo de ácidos denominados **hidrácidos.**

Para identificarlos, se les ha dado nombres propios.

Así, la solución acuosa de:

a) fluoruro de hidrógeno = **ácido fluorhídrico**

b) cloruro de hidrógeno = **ácido clorhídrico**

c) bromuro de hidrógeno = **ácido bromhídrico**

d) yoduro de hidrógeno = **ácido yodhídrico**

e) sulfuro de hidrógeno = **ácido sulfhídrico.**

Las propiedades ácidas se deben al hecho de que al disolverse en agua se ionizan, liberando cationes hidrógeno (H^+).

Las correspondientes ecuaciones de disociación iónica son:

HF	$\underset{\longleftarrow}{\overset{(H_2O)}{\longrightarrow}}$	H^+	+	F^- (anión fluoruro)
Fluoruro de hidrógeno	(agua) $\rightleftarrows$	Ácido fluorhídrico		
HCl	$\underset{\longleftarrow}{\overset{(H_2O)}{\longrightarrow}}$	H^+	+	Cl^- (anión cloruro)
Cloruro de hidrógeno	(agua) $\rightleftarrows$	Ácido clorhídrico		
HBr	$\underset{\longleftarrow}{\overset{(H_2O)}{\longrightarrow}}$	H^+	+	Br^- (anión bromuro)
Bromuro de hidrógeno	(agua) $\rightleftarrows$	Ácido bromhídrico		
HI	$\underset{\longleftarrow}{\overset{(H_2O)}{\longrightarrow}}$	H^+	+	I^- (anión yoduro)
Yoduro de hidrógeno	(agua) $\rightleftarrows$	Ácido yodhídrico		
H_2S	$\underset{\longleftarrow}{\overset{(H_2O)}{\longrightarrow}}$	$2\ H^+$	+	S^{2-} (anión sulfuro)
Sulfuro de hidrógeno	(agua) $\rightleftarrows$	Ácido sulfhídrico		

Nomenclatura de los hidrácidos

La denominación de los hidrácidos resulta de agregar el sufijo **hídrico** al nombre del no metal y anteponiendo la palabra ácido (ácido fluorhídrico; ácido clorhídrico, etc.).

Los aniones de estos hidrácidos se denominan agregando la terminación **uro** al nombre del no metal (fluoruro, cloruro, etc.).

¿Cuáles son las diferencias entre oxoácidos e hidrácidos?

Algunas de las diferencias entre oxoácidos e hidrácidos se expresan en el siguiente:

Cuadro comparativo

	HIDRÁCIDOS	OXOÁCIDOS
Moléculas formadas por	no metal e hidrógeno. (No contienen oxígeno)	no metal, oxígeno e hidrógeno.
Aniones	monoatómicos	bi, tri o poliatómicos.

QUEMADURAS POR ÁCIDOS

Tratamiento

EN LOS OJOS: Enjuagar inmediatamente con mucha agua y luego con una solución de bicarbonato de sodio.

EN LA PIEL: Lavarse inmediatamente con abundante agua y luego con una solución muy diluida de amoníaco.

En todos los casos consultar a un médico.

1.4. Propiedades generales de los ácidos

Los ácidos presentan propiedades comunes que les son características y que se denominan **propiedades ácidas**. Entre ellas, podemos señalar:

1. Presentan sabor agrio (vinagre, limones).
2. La mayoría son solubles en agua, liberando cationes hidrógeno (protones).
3. Cambian el color de ciertas sustancias llamadas indicadores (enrojecen el tornasol azul).
4. En solución acuosa conducen la corriente eléctrica, comportándose como electrólitos.
5. Reaccionan con ciertos metales (Zn, Fe, Al, Pb, Sn, etc.), desprendiendo gas hidrógeno.
6. No atacan el oro, la plata, el platino y el cobre.

2. HIDRÓXIDOS, BASES O ÁLCALIS

Hay una clase muy importante de compuestos ternarios que se conocen con el nombre de **hidróxidos** o **bases**. Antiguamente se los denominaba **álcalis**, palabra derivada del árabe = "al kali" que significa "la base". En la actualidad, esta denominación forma parte de expresiones tales como, sabor alcalino (amargo), sustancia alcalina, medio alcalino, solución alcalina, etcétera.



Algunos de estos compuestos son de uso frecuente en el hogar. Al respecto, en el libro "La química crea un mundo nuevo", de Bernard Jaffe, Editorial Eudeba, leemos lo siguiente:

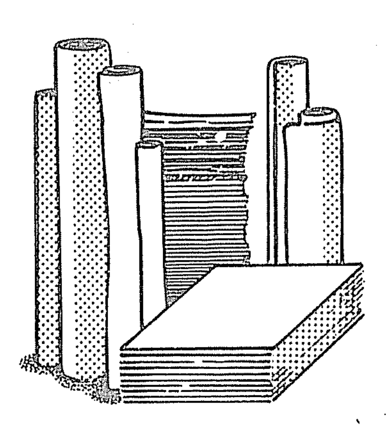
"En la cocina o en el baño podrá encontrar agua de amoníaco (NH_4OH), que se usa para limpieza. También podrá descubrir un recipiente con lejía, que está formada por hidróxido de sodio impuro ($NaOH$). Esta «soda cáustica» es muy útil como agente de limpieza en el hogar, dado que disuelve o acorta las grasas. Si se obturan los caños de desagüe de la cocina o del baño, se pasa una solución acuosa concentrada de soda cáustica por los mismos. De esta manera, las acumulaciones jabonosas, grasosas, son atacadas por la soda (se saponifican) y debido a este cambio químico se transforman en acuosolubles.

Una serie de agentes de limpieza comunes, que se venden con diferentes nombres comerciales, contienen este producto químico.

Muchas frutas y hortalizas se pelan, antes de ser envasadas, mediante solución de hidróxido de sodio al 20%, en la cual se sumergen durante dos a cinco minutos. El hidróxido de sodio ataca las pectinas o materiales de unión entre las células, despegando así la piel. Ésta se quita luego por lavado, el cual, además, despoja a la fruta de todo resto de lejía. Este proceso proviene de la manufactura, a la usanza antigua, de la mazamorra, alimento que constituía el eje de la dieta de los primeros colonos americanos.

Para prepararla, se remojaba el grano de maíz en una solución de lejía hasta lograr la separación de la cáscara, dura y correosa. La lejía y sus soluciones, aun medianamente diluidas, producen quemaduras dolorosas y serias si se ponen en contacto con la piel, por lo cual deben usarse con gran precaución y guardarse fuera del alcance de los niños.

La leche de magnesia se encuentra también, sin duda, en el botiquín hogareño. Se trata de una suspensión en agua de hidróxido de magnesio [$Mg(OH)_2$], que actúa como laxante suave. Es posible que entre los remedios haya también lechada de cal o agua de cal [$Ca(OH)_2$], que es un remedio casero que corrige la acidez estomacal".

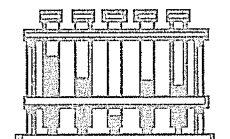


El hidróxido de sodio se utiliza en la fabricación de papel de buena calidad.

Los hidróxidos también son importantes por sus aplicaciones en los laboratorios e industrias. Así, el hidróxido de sodio es usado en la fabricación de papel, jabón, colorantes, fibras textiles, plásticos, en la refinación de derivados de petróleo y como neutralizante de ácidos. El hidróxido de aluminio [$Al(HO)_3$], se utiliza para la fabricación de lacas y para clarificar el agua durante el proceso de potabilización. En la industria de la construcción se emplea la denominada "cal apagada" o "cal hidratada", que es hidróxido de calcio, y mezclada con arena y agua constituye la argamasa que une los ladrillos de las paredes.

Al disolverse en agua, los hidróxidos manifiestan sabor amargo como el jabón.

Los hidróxidos de sodio y de potasio tienen la cualidad de absorber el vapor de agua del aire y disolverse en el mismo. Esta propiedad se denomina **delicuescencia**.



TRABAJO PRÁCTICO

LOS HIDRÓXIDOS

Objetivo:

- Identificar propiedades comunes de los hidróxidos o bases.

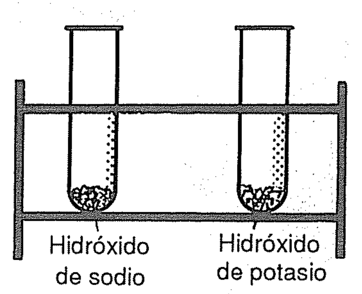
Materiales:

2 tubos de ensayo
1 gradilla
1 dispositivo para electrólisis
1 pinza
1 gotero
1 repasador

Hidróxido de sodio
Hidróxido de potasio
Agua destilada
Papel de tornasol azul y rojo
Solución alcohólica de fenolftaleína

Procedimiento:

1) Caracteres organolépticos:



- Con la pinza tome una pequeña porción de hidróxido de sodio y colóquela en un tubo de ensayo. (Evite tocar el hidróxido con las manos porque es cáustico.)
- Observe y anote sus caracteres:

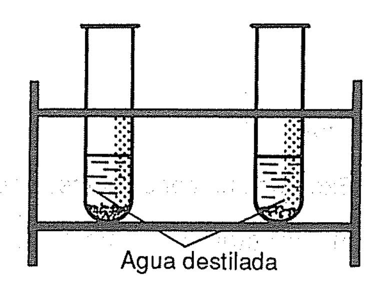
  Color:................................ Olor: ....

  Estado físico: ....

- Repita el procedimiento pero utilizando hidróxido de potasio y colocándolo en otro tubo de ensayo:

  Color:................................ Olor: ....

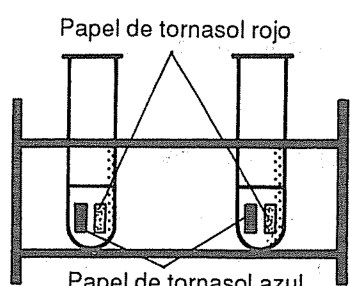
  Estado físico: ....



2) Solubilidad:

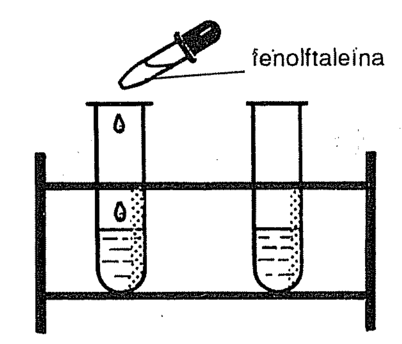
- Agregue a cada tubo de ensayo usado en el inciso anterior aproximadamente 2 ml de agua. Agite suavemente. Observe y anote sus respectivas solubilidades: ....

  ....



3) Indicadores:

- En las dos soluciones antes preparadas introduzca un trozo de papel de tornasol rojo y otro azul.



Observe y anote los cambios que note en el papel : ....

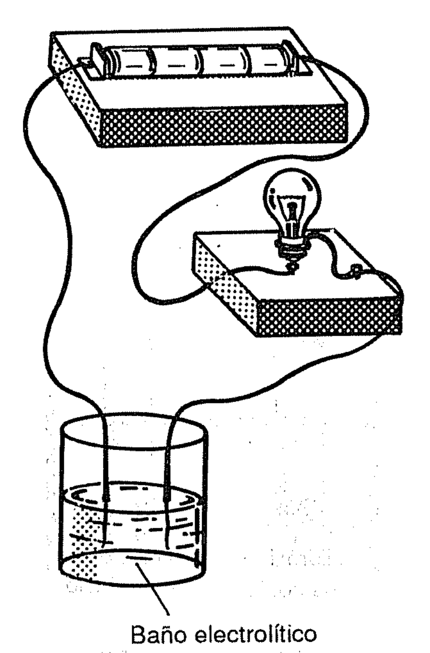
....

- Añada dos gotas de solución alcohólica de fenolftaleína en cada uno de los tubos. Observe y anote los cambios que advierta:

....

....

4) Conductividad eléctrica:



Baño electrolítico

- Arme un dispositivo para electrólisis como se ha indicado en el trabajo práctico **Electricidad y cambios químicos**.
- Verifique el buen funiconamiento del circuito eléctrico, uniendo los extremos desnudos de los cables.
- Utilice una solución de hidróxido de sodio como baño electrolítico.
- Introduzca los extremos desnudos de los cables en dicho baño.
- Observe y responda:
  - ¿se enciende la lamparita?: ....

    ¿por qué?: ....

    ....
  - ¿qué observa en los electrodos?: ....

    ....
  - ¿esto, qué indica?: ....

    ....
  - ¿cómo se denomina el hidróxido de sodio por este motivo?:.

    ....

Conclusiones:

Exprese sus conclusiones sobre los hidróxidos estudiados en cuanto a :

a) **caracteres organolépticos**: ....

....

b) **solubilidad**: ....

....

c) **indicadores**: ....

....

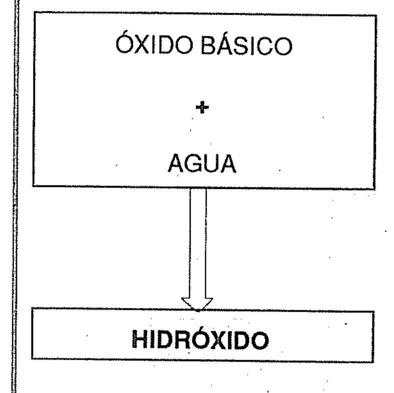
d) **conductividad eléctrica**: ....

....



2.1. ¿Cómo es la estructura de los hidróxidos?

Son compuestos químicos que se forman por la combinación de un óxido básico con agua.



Así, el óxido de calcio (cal viva) se combina con agua para formar hidróxido de calcio (cal apagada).

- Con fórmulas electrónicas:

$$[Ca]^{2+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:]^{2-} + H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H \longrightarrow [H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:]^{-}[Ca]^{2+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^{-}$$

- Utilizando fórmulas desarrolladas:

$$Ca = O \quad + H{-}O{-}H \longrightarrow HO{-}Ca{-}OH$$

- Mediante fórmulas moleculares:

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

Todos los hidróxidos se caracterizan por presentar el **radical oxhidrilo** o **hidroxilo** = (OH). Este radical está constituido por un átomo de oxigeno y otro de hidrógeno, unidos fuertemente entre sí y actuando como si fueran un solo átomo. Su estructura electrónica es la siguiente:

$$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^{-}$$

El oxhidrilo presenta una carga negativa y por lo tanto es un **anión monovalente**.

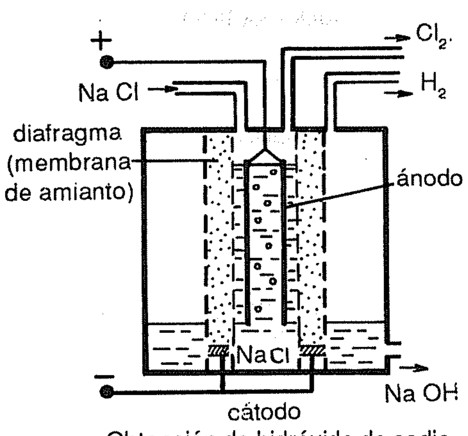
La palabra **oxhidrilo** resulta de la condensación de **oxí**geno e **hidr**ógeno y el sufijo **ilo**, que es característico de los radicales.
De modo similar se forma el término **hidroxilo**, cambiando el orden **hidr**ógeno y **ox**ígeno.

En los hidróxidos el radical oxhidrilo está unido a un catión metálico, habiendo tantos oxhidrilos como cargas positivas tenga dicho catión. Así, por ejemplo:

HIDRÓXIDO	Fórmula electrónica	Formula desarrollada	Fórmula molecular
Hidróxido de sodio	$[Na]^{+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^{-}$	Na–OH	$Na(OH)$
Hidróxido de bario	$[H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:]^{-}[Ba]^{2+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^{-}$	HO–Ba–OH	$Ba(OH)_2$
Hidróxido de hierro (II) o ferroso	$[H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:]^{-}[Fe]^{2+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^{-}$	HO–Fe–OH	$Fe(OH)_2$
Hidróxido de hierro (III) o férrico	$[H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:]^{-}[Fe]^{3+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^{-}$ $[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^{-}$	HO–Fe–OH | OH	$Fe(OH)_3$
Hidróxido de aluminio	$[H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:]^{-}[Al]^{3+}[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^{-}$ $[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^{-}$	HO–Al–OH | OH	$Al(OH)_3$



Los **hidróxidos** o **bases** presentan unión iónica.



Obtención de hidróxido de sodio por electrólisis de soluciones concentradas de cloruro de sodio.

Los **hidróxidos fuertes**, como los de sodio y potasio, se llaman **cáusticos** porque causan quemaduras en los tejidos. En contacto con la piel y los ojos producen lesiones de importancia.

El amoníaco es un hidruro no metálico que reacciona con el agua, formando hidróxido de amonio:

H_3N	+	H_2O ——>	$NH_4(OH)$
amoníaco	+	agua ——>	hidróxido de amonio

Nomenclatura de los hidróxidos

Se designan igual que los óxidos básicos pero reemplazando la palabra **óxido** por **hidróxido**. Así, aplicando numerales de Stock, el $Fe(HO)_2$ se llama hidróxido de hierro (II) y con la nomenclatura tradicional hidróxido ferroso.

2.2. Disociación iónica de los hidróxidos

Los hidróxidos, cuando se encuentran fundidos o se disuelven en agua, se ionizan. A modo de ejemplo:

$Na(OH) \longrightarrow Na^+ + OH^-$

$K(OH) \longrightarrow K^+ + OH^-$

$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-$

$Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe^{3+} + 3\,OH^-$

En todos los casos se forma un catión metálico y la cantidad necesaria de oxhidrilos para neutralizar las cargas de dicho catión. Por lo tanto, puede establecerse que:

***Hidróxido* es todo compuesto capaz de liberar aniones oxhidrilo (oxhidriliones).**

2.3. Propiedades generales de los hidróxidos

Los hidróxidos o bases tienen una serie de propiedades comunes, denominadas **propiedades básicas o alcalinas**, tales como:

1. Presentan sabor amargo.
2. Son cáusticos para la piel y untuosos al tacto.
3. Muchos son solubles en agua, liberando aniones hidroxilo u oxhidrilo.
4. Cambian el color de los indicadores (el tornasol rojo vira al azul).
5. Son electrólitos (conducen la corriente eléctrica descomponiéndose).

3. INDICADORES

Para verificar si una sustancia es ácida o básica se utilizan ciertas sustancias que cambian de color según el medio en que se encuentran y que se denominan **indicadores**.

Una de las más utilizadas es el tornasol, que se extrae de algunas flores y ciertos líquenes y que toma color rojo en medio ácido y azul en medio alcalino o básico.

El **tornasol** es un indicador que se extrae de los líquenes de la especie **Lakmus tinctorea**.

También se pueden utilizar colorantes vegetales, como el pigmento de los pétalos de rosas rojas, hojas de repollo colorado, la parte roja de las hojas de remolacha, etcétera.

Además de indicadores de origen natural, existen otros artificiales, como la fenolftaleína, el naranja de metilo y la heliantina.

En el siguiente cuadro se reúnen algunos de los indicadores más usados y los colores que presentan en soluciones ácidas o básicas.

INDICADOR	SOLUCIÓN	
	ÁCIDA	BÁSICA
Tornasol	rojo	azul
Naranja de metilo	rojo	amarillo
Fenolftaleína	incoloro	rojo-violáceo
Heliantina	rojo	amarillo
Azul de bromotimol	amarillo	azul

Por otra parte, existen sustancias que no son ni ácidas ni alcalinas y que no producen cambios de color en los indicadores. Esas sustancias se denominan **neutras**, como es el caso del agua.

Entonces, se puede decir que:

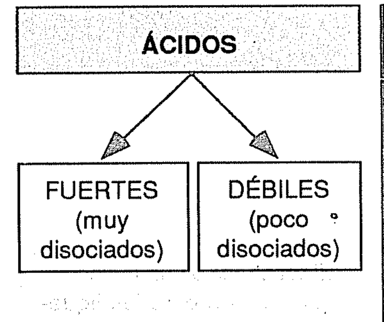
> *Indicadores* son sustancias cuyo color varía según se encuentren en un medio ácido o básico.

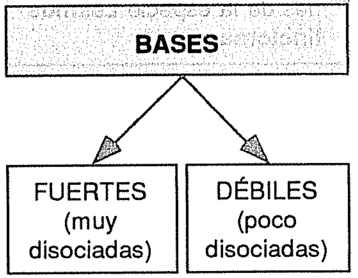
Los indicadores permiten establecer si una sustancia es ácida, básica o neutra.

SUSTANCIAS
–Ácidas
–Básicas o alcalinas
–Neutras

4. ¿QUÉ ES EL pH?

Entre los **ácidos** se encuentran algunos que son **fuertes**, como el sulfúrico, nítrico o clorhídrico y otros que son ácidos **débiles**, como el acético, cítrico o pícrico.





Los ácidos fuertes son aquellos cuyas moléculas se disocian completamente al disolverse en agua, liberando un elevado número de cationes hidrógeno o **hidrogeniones** (H^+). Por el contrario, los ácidos débiles se disocian levemente en el agua, produciendo pocos cationes hidrógeno.

En el caso de las **bases**, también se distinguen las bases **fuertes**, tales como el hidróxido de sodio o de potasio y las bases **débiles** como los hidróxidos de calcio o de magnesio. Las primeras, al disolverse en agua, liberan numerosos aniones oxhidrilo o hidroxilo (OH^-), en tanto que las bases débiles producen una cantidad mucho menor de dichos aniones, lo cual indica que pocas de sus moléculas se disocian.

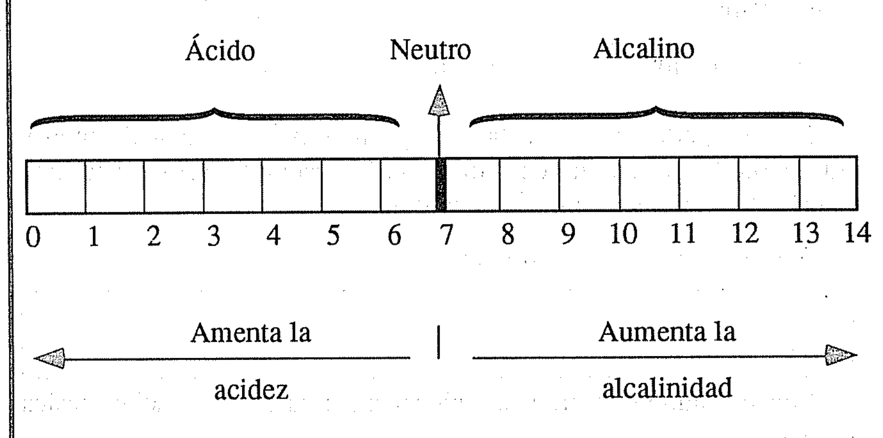
Además de los ácidos y las bases, existen otras sustancias que no liberan ni cationes hidrógeno ni aniones oxhidrilo y que se denominan **neutras**.

Para expresar estas características, en 1909 Sörensen propuso una forma numérica de indicar la concentración de hidrogeniones que llamó **potencial de hidrógeno** (pH) y cuya expresión matemática es:

$pH = \log \frac{1}{[H^+]}$ o sea, que el pH es igual a la inversa de la concentración de cationes hidrógeno.

Aplicado este cálculo a distintas sustancias, permitió obtener una escala numérica cuyos valores varían de 0 a 14. Las soluciones ácidas tienen valores de pH que van de 0 a 7; las neutras presentan un pH de 7, y en las básicas o alcalinas el pH varía entre 7 y 14.

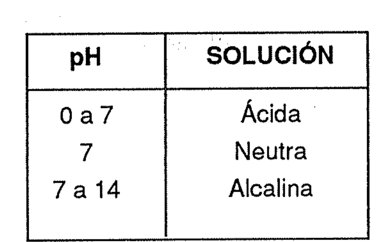
Gráficamente:



• Los ácidos tienen un pH inferior a 7 y son más fuertes cuanto menor sea el pH.

• Los hidróxidos presentan un pH superior a 7 y resultan más fuertes cuando el pH se aproxima a 14.

• Las sustancias neutras sólo manifiestan un valor de pH igual a 7.



pH	SOLUCIÓN
0 a 7	Ácida
7	Neutra
7 a 14	Alcalina

4.1. Importancia del pH

El pH es muy importante tanto desde el punto de vista biológico como desde el industrial.

En los seres vivos, los valores del pH permanecen constantes, en equilibrio dinámico, debido a diversos mecanismos de regulación. Así, en la sangre humana el pH es de alrededor de 7,4 y sólo admite muy pequeñas variaciones; de lo contrario, se vuelve incompatible con la vida.

La leche de vaca tiene un pH ligeramente ácido (6,6) y su aumento produce la coagulación de sus proteínas, transformándose en leche cuajada.

Cada especie vegetal requiere un determinado valor de pH del suelo para su mejor desarrollo. En general, los valores más apropiados varían entre 4,5 y 7, es decir, ligeramente ácidos.

El jugo gástrico del estómago es fuertemente ácido (pH = 0,9 a 1,5), lo cual facilita el proceso digestivo.

Las frutas cítricas son todas ácidas por su contenido de ácido cítrico. El pH de los limones es de 2,3 y el de las naranjas de 3,5.

En otros alimentos encontramos valores de pH tales como: vinagre, 2,8; manzana 3,1; tomate, 4,2; huevos, 7,8.

El agua pura tiene un pH de 7, mientras que el agua de mar es ligeramente alcalina, con un pH de 8,5 debido a las sustancias que contiene en solución.

En la elaboración del vino es muy importante la acidez que presenta el mosto de uva utilizado, por lo cual se lo controla cuidadosamente.

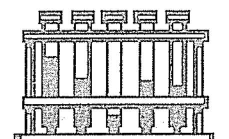
En el proceso de obtención del azúcar es necesario neutralizar la acidez natural del jugo que suministra la molienda de la caña.



Para la vida humana es fundamental que el pH de la sangre permanezca constante.



El control del pH del suelo es muy importante para la agricultura.



TRABAJO PRÁCTICO

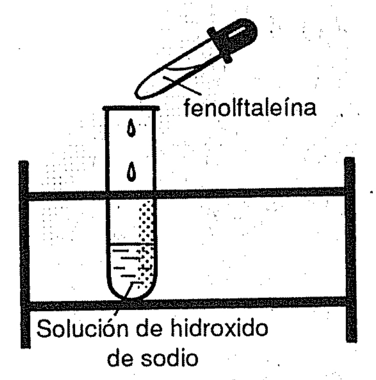
NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO-BASE

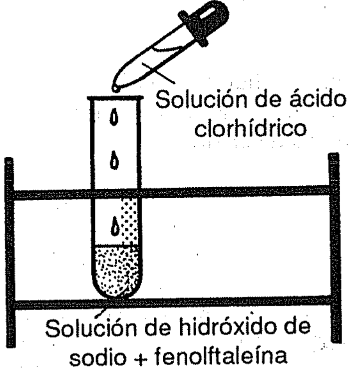
Objetivo:

- Interpretar la reacción química entre un ácido y un hidróxido.

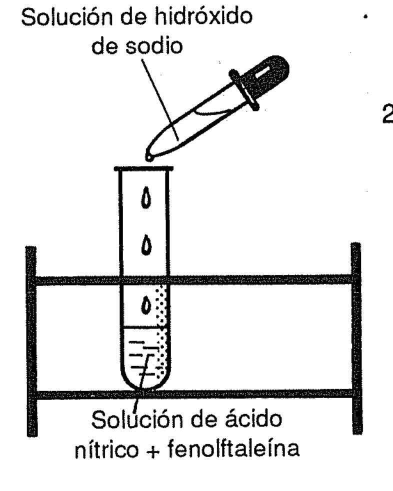
Materiales:

2 tubos de ensayo	Solución de Na (OH) al 4%
1 gradilla	Solución de HCl al 10%
1 pipeta de 5 ml	Solución de HNO_3 al 7%
3 goteros	Solución alcohólica de fenolftaleína
1 repasador	





Para comprobar la formación de NaCl, se evapora el líquido del tubo de ensayo y luego se prueba el sabor del residuo.



Procedimiento:

1) - En un tubo de ensayo coloque aproximadamente 2 ml de solución de hidróxido de sodio.

- Agregue dos gotas de solución de fenolftaleína.

  Observe y anote lo que sucede: ....

  ....

- Con el gotero vierta, gota a gota, la solución de ácido clorhídrico sobre la solución alcalina. Agite después de agregar cada gota y siga agregando gotas de la solución ácida hasta que desaparezca el color.

- Responda:

  a) ¿Por qué se decoloró la solución?:..

  ....

  b) Escriba las ecuaciones de disociación iónica de:

  -ácido clorhídrico:..

  -hidróxido de sodio:..

  c) De acuerdo con las ecuaciones del inciso anterior: ¿Qué sustancias se formaron?:..

  ....

  d) Escriba la ecuación química correspondiente a la reacción observada:

  ....

  e) ¿Por qué es una reacción química de neutralización ácido-base?: ...

  ....

2) - En otro tubo de ensayo coloque aproximadamente 2 ml de solución de ácido nítrico.

- Agregue dos gotas de solución de fonolftaleína.

- Vierta, gota a gota, solución de hidróxido de sodio, agitando continuamente. Siga agregando hasta que aparezca una débil coloración rosada permanente.

- Responda:

  a) ¿Por qué aparece la coloración rosada?: ....

  ....

  ....

b) Escriba las ecuaciones de disociación iónica de:

-ácido nítrico: ....

-hidróxido de sodio: ....

c) De acuerdo con las ecuaciones del inciso anterior, ¿qué sustancias se formaron?: ....

....

d) Escriba la ecuación química correspondiente a la reacción ocurrida:

....

e) ¿Por qué es una neutralización ácido-base?: ....

....

Conclusiones:

- ¿Qué se entiende por neutralización ácido-base?: ....

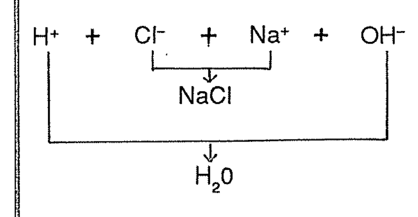
....

....

5. NEUTRALIZACIÓN: FORMACIÓN DE SALES

Cuando a una solución de Na (OH), en la que se encuentran cationes Na^+ y aniones OH^-, se añade solución de HCl, que contiene cationes H^+ y aniones Cl^-, se produce una reacción química: el anión OH^- del hidróxido se une al catión H^+ del ácido formando agua y el catión Na^+ de la base se combina con el anión Cl^- del ácido originando cloruro de sodio. Esto queda expresado en la siguiente ecuación química:

$$Na(OH) + HCl \longrightarrow H_2O + NaCl$$



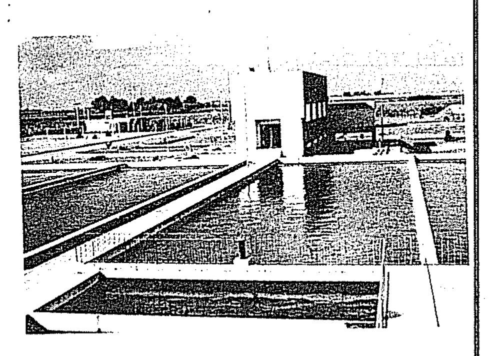
Entonces, desaparecen los cationes hidrógeno, responsables del sabor agrio del ácido, y los aniones oxhidrilo que le confieren el sabor amargo a la base.

Luego, si se colocan igual número de moléculas de Na(OH) y de HCl, sólo queda una solución de cloruro de sodio en agua. El ácido ha **neutralizado** al hidróxido o viceversa, formándose agua y sal.

Reacciones similares suceden con otros ácidos y bases:

$HNO_3 + K(OH) \longrightarrow H_2O + KNO_3$ (nitrato de potasio)

El nombre de las sales se forma con el nombre del anión ácido y el del catión del hidróxido.



El **sulfato de aluminio** se emplea en el proceso de obtención de agua potable.

$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\ H_2O + CaSO_4$ (sulfato de calcio)

$HF + Na(OH) \longrightarrow H_2O + NaF$ (fluoruro de sodio)

$HClO_3 + K(HO) \longrightarrow H_2O + KClO_3$ (clorato de potasio)

Para igualar la ecuación química, debe haber el mismo número de cationes H^+ y de aniones OH^- para que se formen una determinada cantidad de moléculas de agua. Por eso, cuando en las moléculas de las sustancias reaccionantes hay más de un catión H^+ o de un anión OH^-, se ajustan los coeficientes hasta conseguir la igualdad, como se observa en los siguientes casos:

$H_2SO_4 + 2\ Na(OH) \longrightarrow 2H_2O + Na_2SO_4$ (sulfato de sodio)

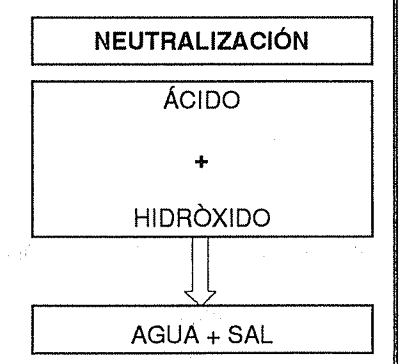
$2\ HBr + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\ H_2O + CaBr_2$ (bromuro de calcio)

$2\ HNO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\ H_2O + Ca(NO_3)_2$ (nitrato de calcio)

$3\ H_2SO_4 + 2\ Al(HO)_3 \longrightarrow 6\ H_2O + Al_2(SO_4)_3$ (sulfato de aluminio)

Como se observa en todos los casos anteriores, la reacción entre un ácido y un hidróxido produce su neutralización, formando agua y otro compuesto correspondiente al grupo denominado sales.

Por lo tanto, se puede establecer que:



> ***Neutralización*** **es la reacción química entre un ácido y un hidróxido, formando agua y sal.**

¿Cuáles son las aplicaciones de la neutralización?

La neutralización tiene diversas aplicaciones. Así, cuando el pH de la sangre se eleva por encima de lo normal, el médico recurre a drogas neutralizantes para recuperar el equilibrio perdido.

En caso de que se presenten problemas de exceso de acidez estomacal, se suelen administrar sustancias alcalinas para lograr su corrección.

En agricultura es importante controlar el pH del suelo para permitir el adecuado crecimiento y desarrollo de los cultivos; si es muy ácido, se neutraliza agregando una base débil, tal como el hidróxido de calcio (cal apagada).

En la elaboración del vino, una de las primeras operaciones que se realiza es corregir el grado de acidez del mosto, para lo cual se pueden agregar ácidos orgánicos, tales como el tartárico, el málico, etcétera.

> El **hidróxido de calcio** (base débil) se usa para neutralizar soluciones ligeramente ácidas.

En la industria del azúcar se debe neutralizar la acidez natural del jugo de la caña (guarapo) y esto se logra añadiendo una suspensión acuosa de hidróxido de calcio.

En el lenguaje corriente, cuando hablamos de sal, nos referimos a la sal común de mesa; sin embargo, son abundantes los compuestos que desde el punto de vista químico constituyen las **sales**.

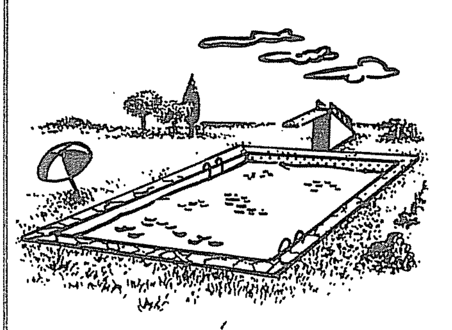
La cáscara de los huevos de gallina está compuesta por una sal que se denomina **carbonato de calcio**. Químicamente, esta misma sal constituye el mármol de las estatuas, la piedra caliza usada para la obtención de la "cal viva", así como también las perlas, el coral y el caparazón de varios animales. El carbonato de calcio es uno de los minerales más abundantes en la corteza terrestre y constituye una parte importante de muchas montañas.

SALES
Compuestos químicos formados por un anión ácido y un catión metálico.

La solidez de los huesos de los vertebrados es conferida por otra sal de calcio, el **fosfato tricálcico**, que también se encuentra en forma de grandes depósitos naturales en las rocas.

El jabón de lavar es también una sal, el **estearato de sodio**, y se obtiene a partir del ácido esteárico, que se encuentra en el sebo animal, y la "soda cáustica", que es una base fuerte.

El polvo de hornear es una mezcla de dos sales, una de ellas es el **bicarbonato de sodio** ($NaHCO_3$) y la otra suele ser el **tartrato ácido de potasio**. Cuando esta mezcla se pone en contacto con agua, se produce una reacción química que desprende gas dióxido de carbono. Las burbujas de este gas hacen "levantar" la masa y le confieren a las tortas una consistencia porosa y suave.



El sulfato de cobre (II) es usado en las piletas de natación por su acción fungicida.

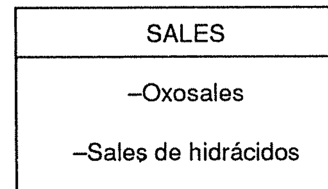
El principal componente del yeso, usado en ornamentación y en medicina, es la sal denominada **sulfato de calcio**.

El **carbonato de sodio** es una sal que tiene diversas aplicaciones: en la industria jabonera, en la fabricación del vidrio y en la cerámica, en el lavado de lanas y fibras textiles, en la industria del papel, etcétera. Para la fabricación del vidrio es muy importante una de sus variedades comerciales, conocida con el nombre de "soda Solvay".

El **sulfato de magnesio**, que comúnmente se denomina "sal inglesa", es usado en medicina como purgante y en el curtido de cueros.

Las sales se obtienen generalmente cuando se reemplaza el o los átomos de hidrógeno de un ácido por un metal, como se ha señalado al considerar el tema **neutralización**.

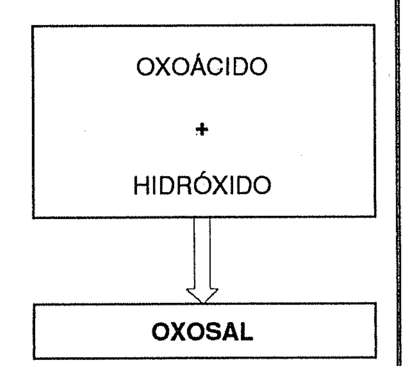
El número de sales es mucho mayor que el de ácidos, porque los distintos metales conocidos (más de setenta) pueden reemplazar al o a los hidrógenos de los ácidos y formar las respectivas sales. Así, a partir del ácido sulfúrico se pueden obtener los sulfatos de sodio, de litio, de po-



tasio, de calcio, de magnesio, de bario, de cobre, de cinc, de hierro, de cromo, etc., etc. Entonces, por cada ácido existe la posibilidad de que haya más de setenta sales.

Desde el punto de vista químico, existen dos clases de sales: **oxosales** y **sales de hidrácidos**, según que se obtengan a partir de oxoácidos o de hidrácidos, respectivamente.

6.1. Oxosales



Son compuestos que resultan de la reacción entre un oxoácido y un hidróxido.

Están constituidas por uno o más aniones provenientes de los oxácidos y cationes metálicos en cantidad suficiente para neutralizar las cargas negativas.

Así, por ejemplo:

- **Nitrato de sodio** ($NaNO_3$): está formado por el anión NO_3^- (nitrato) y el catión Na^+ (sodio).
- **Sulfato de calcio** ($CaSO_4$): constituido por el anión SO_4^{2-}(sulfato) y el catión Ca^{2+} (calcio).
- **Sulfato de sodio** (Na_2SO_4): compuesto por el anión SO_4^{2-}(sulfato) y dos cationes Na^+.
- **Nitrato de calcio** [$Ca(NO_3)_2$]: resulta de la unión de dos aniones NO_3^- y un catión Ca^{2+}.
- **Sulfato de aluminio** [$Al_2(SO_4)_3$]: se compone de tres aniones SO_4^{2-} y dos cationes Al^{3+} (aluminio).
- **Fosfato tricálcico** [$Ca_3(PO_4)_2$]: está constituido por dos aniones PO_4^{3-} (fosfato) y tres cationes Ca^{2+}.

Las **oxosales** son compuestos iónicos.

Estos compuestos son eléctricamente neutros y, por lo tanto, deben estar constituidos por igual número de cargas positivas y negativas.

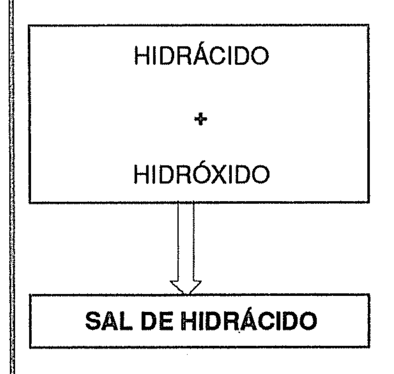
Todas las oxosales están compuestas por oxígeno.

Nomenclatura de las oxosales

Las oxosales se nombran uniendo el nombre del anión ácido con el del catión metálico.

6.2. Sales de hidrácidos

Son compuestos que resultan de la reacción entre un hidrácido y un hidróxido. Están constituidas por un metal y un no metal (menos H y O), unidos por unión iónica y, por lo tanto, están formadas por cationes metálicos y aniones no metálicos.



A modo de ejemplo:

- **Cloruro de sodio** ($NaCl$): está compuesto por un anión Cl^- (cloruro) y un catión Na^+ (sodio).
- **Cloruro de calcio** ($CaCl_2$): está formado por dos aniones Cl^- y un catión Ca^{2+} (calcio).
- **Cloruro de aluminio** ($AlCl_3$): resulta de la unión de tres aniones Cl^- y un catión Al^{3+} (aluminio).
- **Sulfuro de sodio** (Na_2S): constituido por un anión S^{2-} (sulfuro) y dos cationes Na^+.
- **Sulfuro de calcio** (CaS): formado por un anión S^{2-} y un catión Ca^{2+}.
- **Sulfuro de hierro (III)** (Fe_2S_3): se compone de tres aniones S^{2-} y dos cationes Fe^{3+} (hierro).

Las sales de hidrácidos son eléctricamente neutras y, entonces, el número de aniones y cationes que las forman depende de las cargas eléctricas que presenten.

Las **sales de hidrácidos** son compuestos iónicos.

Estas sales no contienen oxígeno entre sus componentes.

III. COMPUESTOS CUATERNARIOS

Son compuestos químicos formados por cuatro elementos diferentes. Entre ellos son importantes:

a) Sales ácidas **b) Sales básicas** **c) Sales mixtas**

COMPUESTOS CUATERNARIOS
–Sales ácidas –Sales básicas –Sales mixtas

1. SALES ÁCIDAS

Las sales estudiadas hasta ahora no contienen cationes hidrógeno (H^+) ni aniones oxhidrilo (OH^-), por lo cual se denominan **sales neutras**.

En ciertas circunstancias, los cationes hidrógeno de un ácido son reemplazados parcialmente por los cationes metálicos y entonces resulta una **sal ácida**. Así, por ejemplo:

H_2SO_4	+	$K(OH)$	——>	H_2O	+	$KHSO_4$
Ácido sulfúrico		Hidróxido de potasio		Agua		Sulfato de hidrógeno y potasio o bisulfato de potasio.
H_2CO_3	+	$Na(OH)$	——>	H_2O	+	$NaHCO_3$
Ácido carbónico		Hidróxido de sodio		Agua		Carbonato de hidrógeno y sodio o bicarbonato de sodio

El **bicarbonato de sodio** es usado como neutralizante de la acidez estomacal.

Como se observa en los ejemplos anteriores, las sales ácidas se originan a partir de ácidos que contienen dos o más hidrógenos en sus moléculas (H_2SO_4; H_2CO_3; H_2SO_3; H_2SO_2; H_3PO_4).

2. SALES BÁSICAS

En determinadas ocasiones, los aniones oxhidrilos de un hidróxido son reemplazados parcialmente por los aniones ácidos y entonces se forma una **sal básica**.

$HNO_3 + Mg(OH)_2$ ——> $H_2O + MgNO_3(OH)$ (hidroxonitrato de calcio)

$HF + Ca(OH)_2$ ——> $H_2O + CaF(OH)$ (hidroxofluoruro de calcio)

Pueden formar ***sales básicas*** *los hidróxidos que tienen dos o más oxhidrilos en sus moléculas.*

3. SALES MIXTAS

En algunas ocasiones, los cationes hidrógeno del ácido son sustituidos por cationes metálicos diferentes, originándose lo que se denomina **sal mixta.**

$H_2CO_3 + Na(OH) + K(OH)$ ——> $2\ H_2O + NaKCO_3$ Carbonato de sodio y potasio.

$H_2SO_4 + Li(OH) + Na(OH)$ ——> $2\ H_2O + LiNaSO_4$ Sulfato de litio y sodio

Este tipo de sales sólo se forman con ácidos que presentan dos o más hidrógenos en sus moléculas.

Sales neutras
Son aquellas que no presentan cationes H^+ ni aniones OH^-.

4. CLASIFICACIÓN DE LAS SALES

De acuerdo con lo que hemos considerado, las sales pueden clasificarse en:

a) **Sales neutras.**

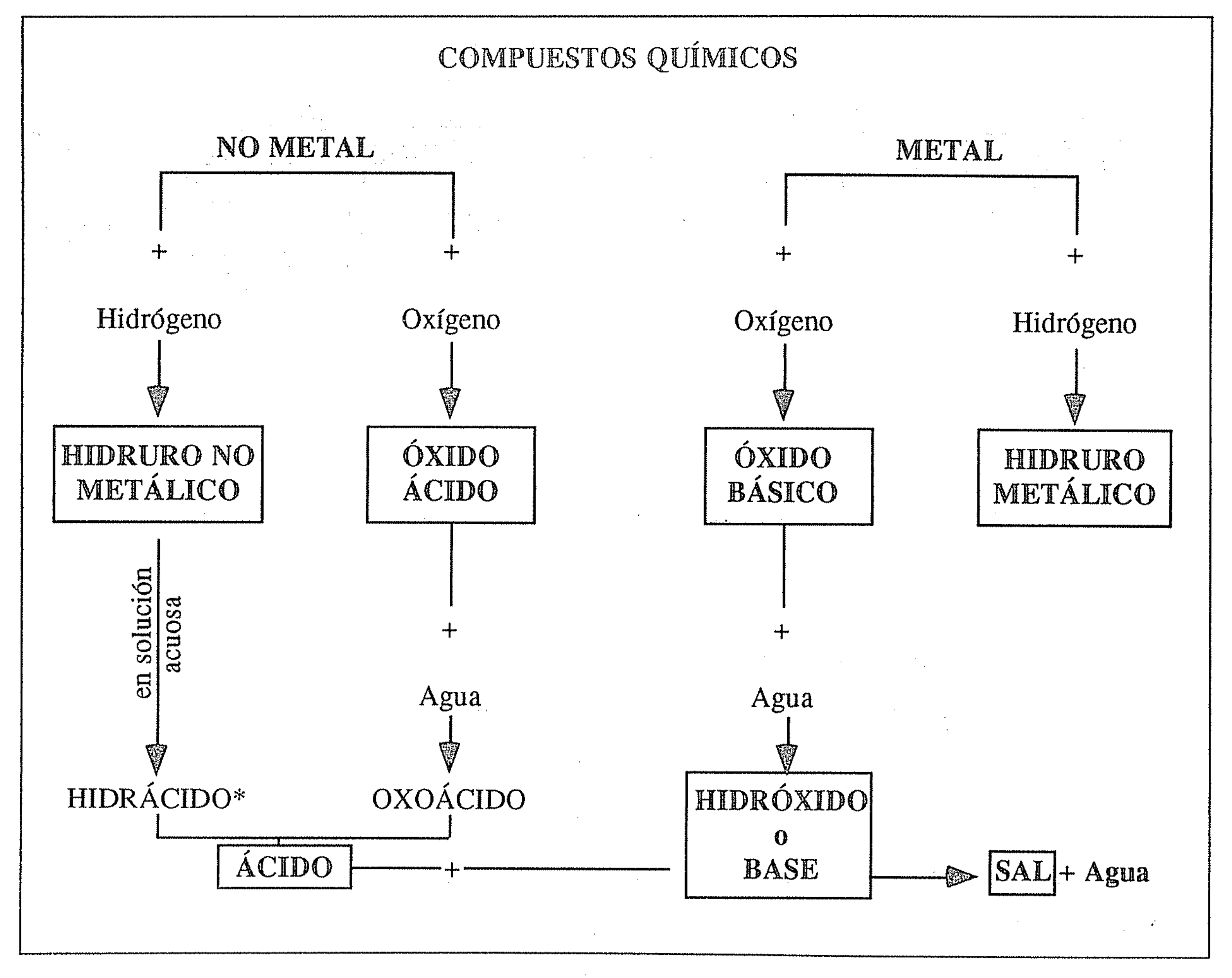
b) **Sales ácidas.**

c) **Sales básicas.**

Dentro de las sales neutras se pueden diferenciar las **sales mixtas.**

RECAPITULACIÓN

Los conceptos expresados sobre formación de compuestos químicos pueden sintetizarse en el siguiente cuadro:



* Sólo forman hidrácidos algunos hidruros no metálicos.

El cuadro anterior puede comprenderse mejor con un ejemplo:

CLORO

+ Hidrógeno → **CLORURO DE HIDRÓGENO** → (en solución acuosa) → **ÁCIDO CLORHÍDRICO**

+ Oxígeno → **MONÓXIDO DE DICLORO** + Agua → **ÁCIDO HIPOCLOROSO**

SODIO

+ Oxígeno → **ÓXIDO DE SODIO** + Agua → **HIDRÓXIDO DE SODIO**

+ Hidrógeno → **HIDRURO DE SODIO**

ÁCIDO HIPOCLOROSO + **HIDRÓXIDO DE SODIO** → **HIPOCLORITO DE SODIO** + Agua
(Oxosal)

ÁCIDO CLORHÍDRICO + **HIDRÓXIDO DE SODIO** → **CLORURO DE SODIO** + Agua
(Sal de hidrácido)



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Marque con una X la respuesta correcta:

– Cuando un óxido ácido se combina con agua se forma un:

a) hidrácido c) oxoácido

b) hidróxido d) oxosal

– Los hidróxidos o bases resultan de la combinación del agua con un :

a) óxido básico c) hidruro no metálico

b) óxido ácido d) hidruro metálico

– Las soluciones acuosas de los hidruros de los halógenos y del azufre son:

a) hidróxidos
b) hidrácidos
c) oxoácidos
d) óxidos ácidos.

– Las oxosales se forman por la neutralización de un oxoácido con un:

a) hidrácido
b) hidruro no metálico
c) hidróxido
d) óxido ácido

– Las sales de hidrácidos están constituidas por un metal y:

a) oxígeno
b) hidrógeno
c) anión HO^-
d) no metal (menos H y O)

2) Lea atentamente el listado de propiedades de la columna de la izquierda y coloque en el paréntesis la letra de la derecha (A o B) que le corresponde:

Propiedades

( ) Sabor agrio

( ) Liberan aniones HO^-

( ) Viran el tornasol rojo a azul

( ) Sabor amargo

( ) Viran el tornasol azul a rojo

( ) Reaccionan con Zn desprendiendo H_2

( ) Liberan cationes H^+

A. **Ácidos**

B. **Hidróxidos o bases**

3) Lea atentamente las siguientes afirmaciones. Cuando son correctas encierre en un círculo la "V"; en caso contrario, haga lo mismo con la "F".

-Cuando un medio es alcalino el pH es menor a 7.	V	F
-Las sustancias neutras tienen pH igual a 7.	V	F
-La fenolftaleína es un indicador.	V	F
-El pH del suelo es importante para el crecimiento de las plantas.	V	F
-El sufijo **ico** corresponde a la menor valencia.	V	F
-Los hidrácidos contienen oxígeno.	V	F
-En las reacciones de neutralización siempre se forma agua.	V	F
-Las sales son electrólitos.	V	F

-Las sales estan formadas por un catión ácido y un anión metálico. V F

-Las sales se pueden clasificar en neutras, ácidas y básicas. V F

4) Complete las siguientes ecuaciones generales:

a) óxido ácido + agua ——> ....

b) .... + agua ——> hidróxido.

c) oxoácido +............... ——> agua + oxosal

d)............... + hidróxido ——> agua + sal de hidrácido

5) Escriba sobre la línea de puntos el nombre de los siguientes compuestos ternarios:

a) K (OH) = ...

b) HNO_2 = ...

c) HNO_3 = ...

d) KNO_3 = ...

e) $Zn(OH)_2$ = ...

f) $ZnSO_4$ = ...

6) Teniendo en cuenta los compuestos del inciso anterior, indique cuáles son:

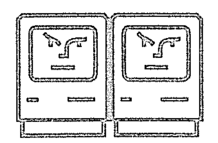
a) oxoácidos:..

b) hidróxidos: ....

c) oxosales:..

7) Complete las siguientes afirmaciones referidas a ácidos, bases y sales:

- Los ácidos presentan unión .... , mientras que en las bases y sales la unión es ....
- El proceso de separación de iones se denomina ....
- El cloruro de hidrógeno al disolverse en agua se transforma en ácido ....
- Los indicadores son sustancias que cambian de ....según que estén en un medio .... o básico.
- Cuando una sal está constituida por cationes metálicos diferentes se denomina ....



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes cuestiones, reflexione y luego responda:

a) ¿Por qué algunos elementos, como el N, S y Cl, pueden formar oxoácidos diferentes?:............

....

....

....

b) En la nomenclatura tradicional de los oxoácidos: ¿cuándo se usan los sufijos **oso** e **ico**?:.........

....

....

....

c) ¿En qué difieren las fórmulas moleculares de los oxoácidos del cloro?: ....

....

....

d) ¿Por qué el catión hidrógeno (H^+) es un protón?: ....

....

e) El HBr al disolverse en agua: ¿cómo se denomina?:..

.... ¿por qué?: ....

....

f) ¿Por qué los ácidos generalmente son solubles en agua, a pesar de ser compuestos covalentes?:

....

....

....

g) ¿Cuáles son las características del anión oxhidrilo (OH^-):...

....

....

....

h) ¿Cómo se puede neutralizar un ácido?: ....

¿por qué?: ....

....

i) ¿Qué diferencia existe entre sales ácidas y básicas?: ....

....

....

2) Sabiendo que la molécula de una oxosal está constituida por un átomo de S; cuatro átomos de O y dos átomos de sodio:

a) Escriba su fórmula molecular: ....

b) Dé su nombre: ....

c) Indique a partir de qué ácido e hidróxido se obtiene: ....

....

d) Escriba la ecuación química correspondiente a su formación:

....

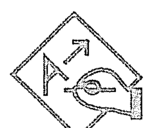
e) Señale por qué es una sal neutra: ....

....

3) El hidróxido de sodio, por ser una base, se caracteriza por: ....

....

....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Dé el nombre de los siguientes compuestos:

a) HNO_2: .... b) H_2SO_3: ....

c) HNO_3: .... d) H_2SO_4: ....

e) HCl: .... f) K (OH): ....

g) Zn $(OH)_2$: .... h) Fe $(OH)_3$: ....

i) Ba $(OH)_2$: .... j) Cu (OH): ....

2) Escriba las fórmulas moleculares de los siguientes:

a) ácidos:

- Ácido carbónico: .... - Ácido hipocloroso: ....
- Ácido perclórico: .... - Ácido cloroso: ....

b) hidróxidos:

- Hidróxido de sodio: .... - Hidróxido de calcio: ....
- Hidróxido de cobre (II): .... - Hidróxido de aluminio: ....

3) Complete las ecuaciones de disociación iónica de los siguientes compuestos, dando el nombre del anión:

a) H_2SO_4 $\overset{(......)}{\rightleftharpoons}$ .... + ... (..............................)

b) .... $\overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons}$ H^+ + NO^{-3} (..............................)

c) .... $\overset{(H_2O)}{\rightleftharpoons}$ Ca^{2+} + ... (oxhidrilo)

d) Na (OH) $\overset{(......)}{\rightleftharpoons}$ .... + ... (..............................)

e).............. $\overset{(......)}{\rightleftharpoons}$ .... + ... (sulfito)

f) .... $\overset{(......)}{\rightleftharpoons}$ Fe^{3+} + 3 OH^- (..............................)

4) Complete las siguientes reacciones indicando en cada caso el nombre de las sales que se forman:

a) ácido nitroso + hidróxido de potasio $\rightleftharpoons$ agua + ...

b) ácido clorhídrico + hidróxido de bario $\rightleftharpoons$ agua + ...

c) ácido clórico + hidróxido de aluminio $\rightleftharpoons$ agua + ...

d) ácido sulfúrico + hidróxido de cinc $\rightleftharpoons$ agua + ...

e) ácido sulfhídrico + hidróxido de hierro (II) $\rightleftharpoons$ agua + ...

5) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del inciso anterior:

a) ....

b) ....

c) ....

d) ....

e) ....

6) Complete las siguientes ecuaciones de neutralización, dando el nombre de la oxosal:

a) H_2SO_4	+	....	$\rightleftharpoons$	....	+ K_2SO_4	....
b)	+	Cu (OH)	$\rightleftharpoons$	....	+ $CuClO_2$	....
c) HNO_3	+	$Ca(OH)_2$	$\rightleftharpoons$	....	+	....
d) H_2S	+	....	$\rightleftharpoons$	....	+ FeS	....
e)	+	....	$\rightleftharpoons$	H_2O	+ $HgSO_3$	....
f)	+	....	$\rightleftharpoons$	H_2O	+ $CaCl_2$	....

7) Dé el nombre de las siguientes sales:

a) $BaSO_2$= .... f) $CuSO_4$ = ...

b) $FeCl_3$ = ... g) $Al(NO_3)_2$ = ...

c) $Ca(NO_2)_2$= .... h) Li_2CO_3 = ...

d) NaClO = ... i) $Cu(ClO)_2$ = ...

e) KNO_3 = ... j) Al_2S_3 = ...

8) Complete el siguiente cuadro:

Compuestos ternarios

Fórmula molecular	Denominación	Función química
$HClO_4$		
	Hipoclorito de sodio	
		Oxosal
$Hg(OH)_2$		
	Ácido sulfúrico	
		Hidróxido
H_2CO_3		
	Hidróxido de magnesio	
		Oxoácido
$CaSO_4$		

LECTURA COMPLEMENTARIA

Incrustaciones marinas:

MÁS CARACOLES, MENOS ELECTRICIDAD

En contacto con el agua de mar, las centrales eléctricas y las construcciones portuarias se deterioran; los cascos de los barcos, especialmente los de madera, se pudren. Para evitar este problema, tan antiguo como la navegación, un grupo de científicos argentinos estudia los organismos marinos que intervienen en los procesos de deterioro.

En el **Instituto Nacional de Desarrollo Pesquero de Mar del Plata** se procura, desde hace años, dilucidar la biología de los pequeños organismos acuáticos que se pegan a las construcciones marinas, provocándoles un deterioro progresivo. **Estas incrustaciones son la pesadilla de los dueños de embarcaciones pero también constituyen un verdadero problema para las centrales eléctricas próximas al mar, ya que producen daños materiales de diversa magnitud.**

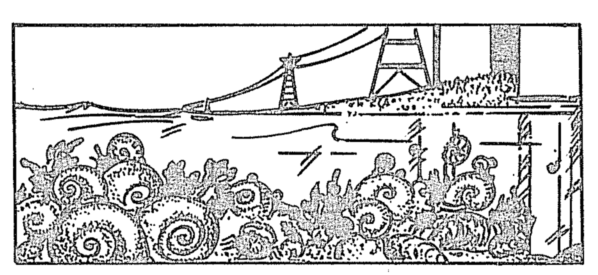
Millares de bacterias, algas, caracoles y cangrejos instalan su hogar sobre lo que consideran **"suelo firme"**, es decir: cascos de barcos, vigas, puentes y toda estructura sumergida que ofrezca una atrayente superficie libre para ocupar. A veces, estos organismos mueren y sus conchas quedan adheridas unas sobre otras, formando cúmulos enormes. **La acción de las incrustaciones provoca efectos perniciosos en las centrales eléctricas, como la reducción de su eficiencia en el proceso de intercambio de calor.**

Así, las tres centrales eléctricas cuya refrigeración depende del agua del **océano Atlántico —Quequén, Ingeniero White** y **9 de Julio**— soportan un continuo desgaste.

Investigaciones y control

Los diminutos caracoles y algas, entremezclados con cangrejos en busca de escondrijos, parecen en principio **poca cosa** como para provocar tamaño desastre. Sin embargo, cuando se van sumando unos sobre otros, provocan taponamientos que acarrean incrementos en el consumo de combustible de los barcos, desperfectos en los circuitos de refrigeración de las centrales eléctricas, además de una acelerada corrosión de las superficies metálicas, especialmente las que se encuentran en las líneas de flotación de las construcciones petroleras, explican los expertos.

Ante la necesidad de controlar estas situaciones, se encaran, aquí y en el mundo, varias líneas de investigación. Una es el diseño de sistemas de control, que abarca desde la limpieza manual y utilización de filtros hasta el empleo de pinturas aislantes o resinas orgánicas, que impiden la disposición de la fauna marina sobre las superficies sumergidas.



Asimismo suelen emplearse recubrimientos tóxicos y aleaciones a base de cobre, también tóxicas, a las que son susceptibles ciertos organismos del mar.

Las investigaciones en el país permitieron conocer en detalle la composición de las comunidades incrustantes y cómo éstas crecen y se desarrollan sobre los materiales sumergidos. Se estudiaron, además, los ciclos de fijación estacionales de las principales especies incrustantes que se encuentran formando parte del **biofouling*** en las centrales eléctricas mencionadas. También se elaboró información básica sobre los períodos más favorables en que estas especies se fijan.

De estos estudios se desprenden a veces beneficios inimaginables. En la **Universidad de Connecticut** se descubrió, por ejemplo, que la sustancia que producen los mejillones para pegarse a las rocas es un pegamento excelente y están en camino de producirlo a escala industrial. Además, una vez seco, impide que sobre él se adhiera cualquier otra cosa. Los astilleros están interesados en el producto que, aplicado a la superficie externa de los barcos, impediría la fijación de los organismos acuáticos responsables del pudrimiento de los cascos.

La mejor manera de mantenerse al día con las novedades que se investigan aquí y en otras partes del mundo es a través de las publicaciones científicas. Como el problema es mundial, muchas veces el intercambio de información escrita y oral puede ser beneficioso para dominar los aspectos de un mundo que, no por sumergido, deja de tener repercusión en la vida diaria de todos los argentinos.

---

* **Biofouling** = incrustaciones marinas, en inglés.

Artículo de Laura Rozenberg, del Centro de Divulgación Científica y Técnica, publicado en la **Sección Ciencia y Técnica** del diario Clarín, el 14 de marzo de 1989. Adaptado por el autor.

IV. ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría es la parte de la Química que se ocupa de calcular las masas de los elementos y de los compuestos que intervienen en una reacción química.

Estequiometría
Del griego:
Stoicheion = elemento
Métron = medida

En un sentido más amplio se aplica a la determinación del número de moléculas, de moles de moléculas o de volúmenes de las sustancias reaccionantes y de los productos de la reacción.

Como se ha señalado anteriormente, las reacciones químicas se representan por medio de ecuaciones químicas. Así, por ejemplo:

$$O_2 + 2\ SO_2 \longrightarrow 2\ SO_3$$

Esta ecuación nos indica que 1 molécula de O_2 + 2 moléculas de SO_2 **forman** 2 moléculas de SO_3.

De donde se deduce que:

$6{,}02.10^{23}$ moléculas de O_2 + $12{,}04.10^{23}$ moléculas de SO_2 forman $12{,}04.10^{23}$ moléculas de SO_3.

Teniendo en cuenta que **$6{,}02.10^{23}$ moléculas** constituyen **un mol de moléculas**, se colige que:

1 mol de O_2 + 2 mol de SO_2 forman 2 mol de SO_3.

Recordando que la **masa de un mol de moléculas** es igual a la **masa molecular expresada en gramos**, resulta:

-1 mol de O_2 = 32 g -1 mol de SO_2= 64 g

-1 mol de SO_3 = 80 g

Entonces:

32 g de O_2 + 128 g de SO_2 forman 160 g de SO_3

Considerando que **un mol de moléculas de una sustancia gaseosa** ocupa un **volumen de 22,4 litros en CNTP** se puede establecer que:

22,4 L de O_2 + 44,8 L de SO_2 ——> 44,8 L de SO_3

En resumen:

- **Ecuación química**	=	O_2	+	$2SO_2$	——>	$2\ SO_3$
- **Relaciones entre:**						
a) **moléculas**	=	$6{,}02.10^{23}$	+	$12{,}04.10^{23}$	——>	$12{,}04.10^{23}$
b) **moles de moléculas**	=	1 mol	+	2 mol	——>	2 mol

c) **masas** = 32 g + 128g ——> 160 g

d) **volúmenes** = 22,4 L + 44,8 L ——> 44,8 L

A partir de estas relaciones es posible efectuar diversos cálculos sobre las sustancias reaccionantes y los productos de la reacción, tales como número de moléculas o de moles de moléculas que intervienen, masas que son necesarias, volúmenes que se obtienen, etcétera.

1. CÁLCULOS DE MASAS

Sea, por ejemplo, calcular cuántos gramos de SO_3 se obtienen con 100 g de SO_2.

Recordemos que:

O_2 + 2 SO_2 ——> 2 SO_3

32g + 128g ——> 160 g

De acuerdo con estos datos:

128 g de SO_2 ———— 160 g de SO_3

100 g de SO_2 ———— $x = \dfrac{100 \text{ g } SO_2 \;.\; 160 \text{ g } SO_3}{128 \text{ g } SO_2} = 125 \text{ g } SO_3$

R. = Con 100 g de SO_2 se obtienen 125 g de SO_3.

2. CÁLCULOS DE MOLES DE MOLÉCULAS

Resolver el siguiente problema:

¿Cuántos moles de moléculas de O_2 son necesarios para obtener 7 moles de moléculas de SO_3?:

Teniendo en cuenta que:

O_2 + 2 SO_2 ——> 2 SO_3

1 mol + 2 mol ——> 2 mol

Entonces:

2 mol SO_3 ———— 1 mol O_2

7 mol SO_3 ———— $x = \dfrac{7 \text{ mol } SO_3 \;.\; 1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } SO_3} = 3{,}5 \text{ mol } SO_3$

R. = Para obtener 7 moles de moléculas de SO_3 se necesitan 3,5 moles de moléculas de O_2.

3. CÁLCULOS DE MOLÉCULAS

Veamos el siguiente ejemplo:

¿Cuántas moléculas de SO_3 se obtienen con $2{,}3.10^{23}$ moléculas de O_2?:

Sabiendo que:

O_2	+	$2\ SO_2$	——>	$2\ SO_3$
$6{,}02.10^{23}$ moléculas	+	$12{,}04.10^{23}$ moléculas	——>	$12{,}04.10^{23}$ moléculas

Luego:

$$6{,}02.10^{23}\ \text{moléc. de } O_2 \text{———} 12{,}04.10^{23}\ \text{moléc. de } SO_3$$

$$2{,}3.10^{23}\ \text{moléc. de } O_2 \text{———} x = \frac{2{,}3.10^{23}\ \text{moléc. de } O_2\ .\ 12{,}04.10^{23}\ \text{moléc. de } SO_3}{6{,}02.10^{23}\ \text{moléc. de } O_2} =$$

$$= 4{,}6.10^{23}\ \text{moléculas de } SO_3$$

R. = Con $2{,}3.10^{23}$ moléculas de O_2 se obtienen $4{,}6.10^{23}$ moléculas de SO_3.

4. CÁLCULOS DE VOLÚMENES

Hallar la solución al siguiente problema:

¿Cuántos litros de O_2 en CNTP reaccionan con 100 litros de SO_2 en CNTP?:

Considerando que:

O_2	+	$2\ SO_2$	——>	$2\ SO_3$
22,4 L	+	44,8 L	——>	44,8 L

$$44{,}8\ \text{L de } SO_2 \text{————} 22{,}4\ \text{L de } O_2$$

$$100\ \text{L de } SO_2 \text{————} x = \frac{100\ \text{L}\ SO_2\ .\ 22{,}4\ \text{L}\ O_2}{44{,}8\ \text{L}\ SO_2} = 50\ \text{L de } O_2$$

R. = 100 L de SO_2 en CNTP reaccionan con 50 L de O_2 en CNTP.

5. CÁLCULOS COMBINADOS

Teniendo en cuenta las equivalencias observadas anteriormente entre número de moléculas, de moles, masas y volúmenes, es posible resolver problemas combinados, tales como:

a) **Problemas que relacionan masas con moles de moléculas:**

- ¿Cuál es el número de moles de moléculas de SO_2 necesarios para obtener 500 g de SO_3?:

$$O_2 \quad + \quad 2\,SO_2 \longrightarrow 2\,SO_3$$

$$32\,g \quad + \quad 128\,g \longrightarrow 160\,g$$

$$1\,mol \quad + \quad 2\,mol \longrightarrow 2\,mol$$

$$160\,g\ SO_3 \text{———} 2\,mol\ SO_2$$

$$500\,g\ SO_3 \text{———} x = \frac{500\,g\ SO_3\ \ 2\,mol\,SO_2}{160\,g\ SO_3} = 6{,}25\ mol\,SO_2$$

R. = Para obtener 500 g de SO_3 son necesarios 6,25 moles de moléculas de SO_2

b) **Problemas que relacionan masas con número de moléculas:**

-¿Cuántos gramos de SO_3 se obtienen con $8{,}1.10^{23}$ moléculas de O_2?:

$$O_2 \quad + \quad 2\,SO_2 \longrightarrow 2\,SO_3$$

$$6{,}02.10^{23}\ \text{moléc. de } O_2 \text{———} 160\,g\ SO_3$$

$$8{,}1.10^{23}\ \text{moléc. de } O_2 \text{———} x = \frac{8{,}1.10^{23}\ \text{moléc. } O_2\ .\ 160\,g\,SO_3}{6{,}02.10^{23}\ \text{moléc.}\,O_2} = 215{,}28\,g\,SO_3$$

R. = Con $8{,}1.10^{23}$ moléculas de O_2 se obtienen 215,28 g de SO_3.

c) **Problemas que relacionan masas con volúmenes:**

-¿Cuántos gramos de SO_2 reaccionan con 500 L de O_2 en CNTP?:

$$O_2 + 2\,SO_2 \longrightarrow 2\,SO_3$$

$$22{,}4\,L\ O_2 \text{———} 128\,g\ SO$$

$$500\,L\ O_2 \text{———} x = \frac{500\,L\ O_2\ .\ 128\,g\ SO_2}{22{,}4\,L\,O_2} = 2.857{,}14\,g\ SO_2$$

R. = 500 L de O_2 en CNTP reaccionan con 2.857,14 g de SO_2.

d) **Problemas que relacionan número de moles de moléculas con número de moléculas:**

- Cuántas moléculas de SO_3 se obtienen con 3,6 moles de moléculas de SO_2?:

$$O_2 \quad + \quad 2\ SO_2 \longrightarrow \quad 2\ SO_3$$

$$2{,}0 \text{ mol de } SO_2 \text{———} 12{,}04.10^{23} \text{ moléc. de } SO_3$$

$$3{,}6 \text{ mol de } SO_2 \text{———} x = \frac{3{,}6 \text{ mol } SO_2 \ . \ 12{,}04.10^{23} \text{ moléc. } SO_3}{2 \text{ mol } SO_2} = 21{,}672.10^{23} \text{ moléc. } SO_3$$

R. = Con 3,6 moles de moléculas de SO_2 se obtienen $2{,}1672.10^{24}$ moléculas de SO_3.

e) **Problemas que relacionan número de moles de moléculas con volúmenes:**

- ¿Cuántos litros de O_2 en CNTP son necesarios para obtener 5,5 moles de moléculas de SO_3?:

$$O_2 \quad + \quad 2\ SO_2 \quad \longrightarrow \quad 2\ SO_3$$

$$2 \text{ mol de } SO_3 \text{———} 22{,}4 \text{ L de } O_2$$

$$5{,}5 \text{ mol de } SO_3 \text{———} x = \frac{5{,}5 \text{ mol } SO_3 \ . \ 22{,}4 \text{ L } O_2}{2 \text{ mol } SO_3} = 61{,}6 \text{ L } O_2$$

R. = Para obtener 5,5 moles de moléculas de SO_3 son necesarios 61,6 L de O_2 en CNTP.

f) **Problemas que relacionan número de moléculas con volúmenes:**

- ¿Cuántos litros de SO_3 en CNTP se obtienen con $4{,}3.10^{23}$ moléculas de SO_2?:

$$O_2 \quad + \quad 2\ SO_2 \quad \longrightarrow \quad 2\ SO_3$$

$$12{,}04.10^{23} \text{ moléc. de } SO_2 \text{———} 44{,}8 \text{ L de } SO_3$$

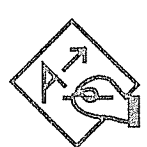
$$4{,}3.10^{23} \text{ moléc. de } SO_2 \text{———} x = \frac{4{,}3.10^{23} \text{ moléc. } SO_2 \ . \ 44{,}8 \text{ L } SO_3}{12{,}04.10^{23} \text{ moléc. } SO_2} = 16 \text{ L } SO_3$$

R. = Con $4{,}3.10^{23}$ moléculas de SO_2 se obtienen 16 L de SO_3 en CNTP.

Para tener en cuenta:

De los casos antes presentados, se deduce que para resolver los cálculos estequiométricos se deben seguir los siguientes pasos:

1. Escribir la ecuación química que corresponde, debidamente igualada.
2. Establecer las relaciones necesarias para resolver el problema. Dichas relaciones pueden ser:
   a) de masas con número de moles, número de moléculas o volúmenes.
   b) de número de moles con número de moléculas o volúmenes.
   c) de número de moléculas con volúmenes.
3. Resolver el problema planteado.



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

Problemas estequiométricos

1) En base a la siguiente ecuación química:

$4\,K \quad + \quad O_2 \quad \longrightarrow \quad 2\,K_2O$

- Calcule:

a) la masa de óxido de potasio que se obtiene con 3 moles de moléculas de potasio:

R. = ...

b) cuántos litros de oxígeno en CNTP son necesarios para obtener 1 kg de óxido de potasio:

R. = ...

c) cuántas moléculas de oxígeno reaccionan con 500 gramos de potasio:

R. = ...

d) cuántos moles de óxido de potasio se obtienen con 500 L de oxígeno en CNTP:

R. = ...

e) cuántas moléculas de potasio son necesarias para obtener 7 moles de moléculas de óxido de potasio:

R. = ...

f) cuántos litros de oxígeno reaccionan con $3,22.10^{24}$ moléculas de potasio:

R. = ...

2) Si 100 gramos de hidróxido de sodio reaccionan con ácido sulfúrico.

Calcule:

a) los gramos de sulfato de sodio que se forman:

R. = ...

b) el número de moles de moléculas de ácido sulfúrico empleados:

R. = ...

c) el número de moléculas de agua que se forman:

R. = ...

3) Se desea obtener 500 g de nitrato de potasio. Calcule:

a) la masa de hidróxido de potasio que se necesita:

R. = ...

b) el número de moles de moléculas de ácido nítrico que deben emplearse:

R. = ...

4) Calcule cuántos gramos de sodio hay en 500 gramos de cada una de las siguientes sustancias:

a) cloruro de sodio:

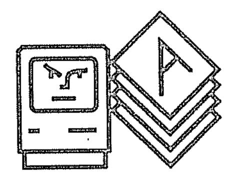
R. = ...

b) carbonato de sodio:

R. = ...

c) nitrato de sodio:

R. = ...



ACTIVIDADES DE INTEGRACIÓN

1) Tomando en consideración al sulfato de calcio:

a) Escriba su fórmula molecular:..

b) Indique a qué clase de sal corresponde: ....

Justifique:..

c) Señale a partir de qué ácido y de qué hidróxido se forma: ....

....

d) Escriba la ecuación química correspondiente a su formación:

....

e) Calcule:

– la masa de ácido necesaria para obtener 500 g de sal:

R. = ...

– la masa de sal que se obtiene con 4,5 moles de moléculas de hidróxido:

R. = ...

2) Sabiendo que la molécula de un ácido está formada por dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno:

a) Escriba su fórmula molecular:..

b) Mencione su nombre: ....

c) Escriba su ecuación de disociación iónica, dando el nombre del anión: ....

....

d) Calcule su masa molecular:..

R. = ...

e) Señale sus propiedades: ....

....

f) Dé el nombre y escriba la fórmula del óxido ácido a partir del cual se forma: ....

....

g) Escriba la ecuación química correspondiente a su neutralización con el hidróxido de potasio:

....

h) Dé el nombre y escriba la fórmula de la oxosal que forma con el hidróxido de sodio: ....

....

3) La fórmula molecular de un compuesto químico es $Zn(OH)_2$:

a) Indique cuál es su nombre: ....

b) Señale a qué clase de compuestos ternarios corresponde: ....

c) Dé el nombre y escriba la fórmula del óxido básico a partir del cual se forma: ....

....

d) Señale sus propiedades: ....

....

....

e) Escriba su ecuación de disociación iónica:

....

f) Calcule cuántos gramos de cinc hay en 500 gramos del mismo:

R. = ...

g) Escriba la ecuación química correspondiente a su neutralización con ácido nítrico:

....

h) Calcule cuántas moléculas de ácido nítrico son necesarias para neutralizar 1 kg del mismo:

R. = ...

g) Dé el nombre y escriba la fórmula de la oxosal que forma con el ácido carbónico: ....

....

ACTIVIDAD DE PROFUNDIZACIÓN

I. Lea atentamente:

AGUAS MINERALES Y TERMALES

En algunos lugares las aguas subterráneas emergen espontáneamente en forma de manantiales. Hay muchos tipos de manantiales, pero todos se observan cuando el manto acuífero se pone en contacto con la superficie terrestre.

Esto ocurre casi siempre en las laderas de las colinas y en los valles.

Todas las aguas subterráneas contienen sustancias minerales que han disuelto a su paso por entre las rocas. Algunas de estas aguas, por ser mayor su contenido mineral, se denominan **aguas minerales**. Pueden estar dotadas de cierta acción curativa, ya sea por las sustancias que llevan disueltas, por sus propiedades físicas (emanaciones radiactivas) o por su temperatura.

Las aguas minerales se clasifican en alcalinas, sulfurosas, ferruginosas, clorosulfatadas, carbonatadas, cloruradas, bicarbonatadas, etcétera, según los minerales que contienen.

En las zonas donde se han producido fallas o se registra actividad volcánica, las aguas subterráneas, al infiltrarse profundamente, se calientan por las altas temperaturas interiores de la litósfera, al mismo tiempo que se saturan de minerales. Cuando estas aguas minerales surgen de manantiales a una temperatura fija y superior a 20 °C, se denominan **aguas termales**. Frecuentemente contienen bicarbonato de sodio y calcio, sulfatos, cloruros, fosfatos, sales ferrosas, dióxido de carbono, etcétera.

Los manantiales de aguas minerales con propiedades curativas constituyen un recurso muy valioso, tanto desde el punto de vista medicinal como turístico. En casi todos los países se han construido sanatorios, hoteles y centros de turismo en sus alrededores.

En nuestro país existe un número elevado de fuentes termales que se han desarrollado para que puedan ser debidamente utilizadas. En Santiago del Estero se encuentran las llamadas Termas de Río Hondo, donde se hallan aguas termales del tipo bicarbonatado ferruginoso y algo radiactivas. En la Provincia de Mendoza, están las aguas termominerales de Villavicencio, que son bicarbonatadas, sódicas, litinadas y ligeramente radiactivas; las termas de Cacheuta con aguas clorosulfatadas débiles, cálcicas, litínicas, radiactivas y termales (48 °C); las fuentes de Puente del Inca, donde surgen aguas cloruradas y sulfatadas, algo radiactivas. En Salta está la estación balnearia de Rosario de la Frontera, en donde se hallan fuentes de aguas minerales de diversos tipos, generalmente clorosulfatadas, algunas usadas como agua de mesa (agua Palau), otras como purgantes y otras son radiactivas y termales (85 °C). La Provincia de Neuquén cuenta con las renombradas termas de Copahue, que se caracterizan por la diversidad de aguas minerales: sulfurosas, ferruginosas, sulfatadas, silicatoalumínicas y magnésicas, que por sus características y usos se denominan "del Vichy", "sulfurosa", "del limón" y "del mate"; las termales alcanzan temperaturas próximas a 100 °C.

En Jujuy son muy conocidas las Termas de Reyes, cuyas aguas afloran a 50 y 60 °C. La Provincia de San Juan cuenta con varios manantiales de aguas termales, tales como : Pismanta, con aguas sulfatadas, alcalinas, bicarbonatadas, cloruradas, sódicas (45 °C); Hedionda, de Jáchal, con agua sulfurosa sulfhídrica (25 °C); Agua Negra, con agua clorosulfatada, cálcica, sódica (20 °C) ; La Laja, con agua sulfurosa sulfhídrica (26 °C). En San Luis se encuentran los centros termales de Balde (agua bicarbonatada sódica y sulfatada sódico-magnésica que fluye a 46 °C) y de San Gerónimo (aguas termominerales que emergen a 39 °C de temperatura). En la Provincia de Buenos Aires están Los Gauchos, con

aguas termales fuertemente mineralizadas con yoduros y bromuros; Copelina, con aguas bicarbonatada sódica y radiactiva; y la laguna Epecuén, cuyas aguas tienen un elevado contenido de sales, en particular sulfato de sodio. En las sierras de Córdoba existen varias fuentes de aguas minerales, siendo las más famosas las de Saldán y San Salvador. La Rioja cuenta con las termas de Mazán, con aguas termales poco mineralizadas (37 °C). En Catamarca están las termas de Hualfin y Tinogasta.

Esta síntesis, demuestra que nuestro país es sumamente rico en aguas minerales y termales, que permiten su adecuado aprovechamiento tanto medicinal como turístico.

II. Analizando el texto anterior podrá:

1) Dar el concepto de aguas minerales: ....

....

....

2) Señalar las características de las aguas termales: ....

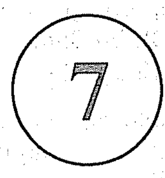
....

....

3) Completar el siguiente cuadro:

Aguas minerales y termales argentinas

LUGAR	PROVINCIA	CARACTERÍSTICAS QUÍMICAS	TEMPERATURA



LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN Y LAS SOLUCIONES

- ***Eje conceptual.***
- ***Objetivos.***

LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN.

1. SISTEMAS GASEOSOS.
1.1. Ley de Boyle y Mariotte.
1.2. Leyes de Gay Lussac.
1.3. Ecuación general de los gases.
1.4. Gases ideales y gases reales.
- ***Lectura complementaria.***

2. SISTEMAS LÍQUIDOS.
2.1. Propiedades de los líquidos.
- ***Actividades de reconocimiento.***
- ***Actividades de razonamiento.***
- ***Actividades de aplicación.***
- ***Lectura complementaria.***

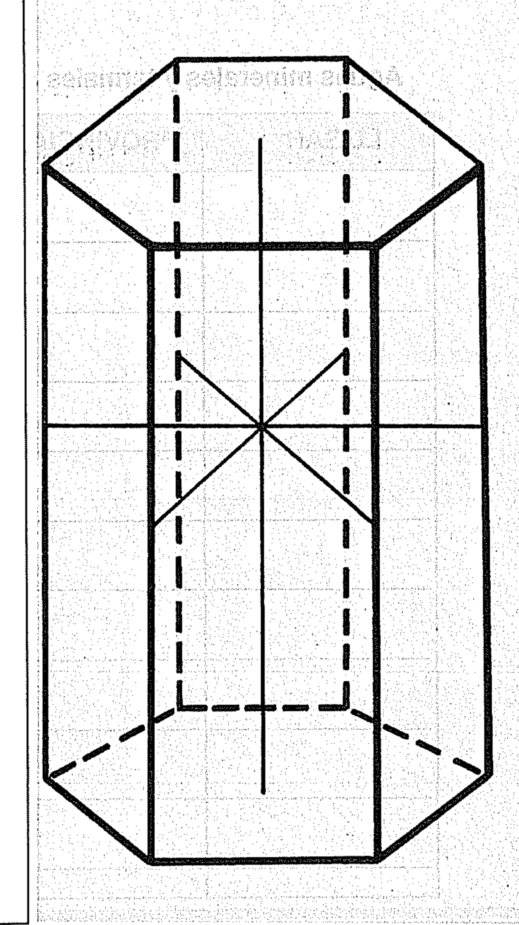
3. SISTEMAS SÓLIDOS.
3.1. ¿Qué es un cristal?
- ***Trabajo práctico: Cristalización por evaporación del solvente.***

3.2. Los sólidos.
- ***Lectura complementaria.***

4. LAS SOLUCIONES.
4.1. Disolventes más comunes.
4.2. Soluciones iónicas.
4.3. Soluciones moleculares.
4.4. ¿Cuáles son los tipos de soluciones?
- ***Trabajo práctico: Soluciones diluídas, concentradas y saturadas.***

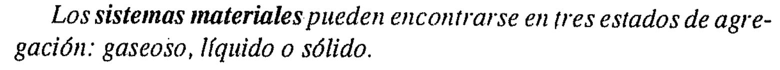
4.5. Clases de soluciones.
4.6. Solubilidad de las sustancias.
4.7. Concentración de las soluciones.
- ***Trabajo práctico: Composición de las soluciones.***

4.8. Propiedades de las soluciones.
- ***Actividades de reconocimiento.***
- ***Actividades de razonamiento.***
- ***Actividades de aplicacion.***
- ***Actividad de integración.***
- ***Actividad de profundización.***





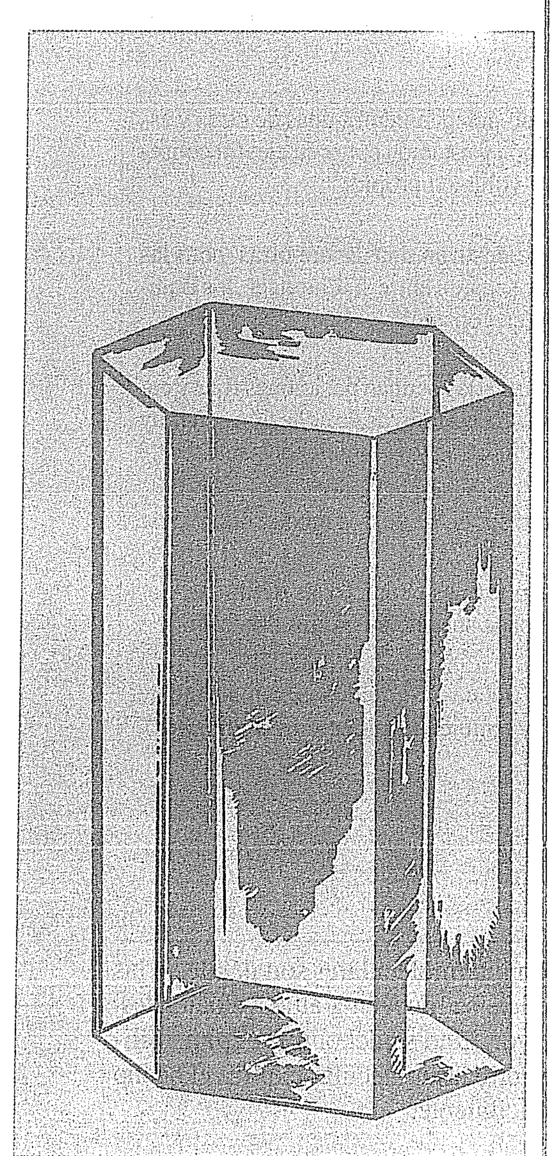
Eje conceptual



Los ***sistemas materiales*** *pueden encontrarse en tres estados de agregación: gaseoso, líquido o sólido.*

En los sistemas gaseosos y líquidos, las partículas que los constituyen están distribuidas al azar y en continuo movimiento de traslación, mientras que en los sistemas sólidos, los átomos, moléculas o iones que los forman se disponen, generalmente, en formas geométricamente ordenadas.

Los sistemas gaseosos son los más sencillos desde el punto de vista experimental y en ellos fue posible formular varias leyes generales: Ley de Boyle y Mariotte, Leyes de Gay Lussac, Ecuación general de los gases, etcétera.



Los ***sistemas líquidos*** *presentan propiedades características derivadas de las interacciones que se establecen en sus moléculas, tales como incompresibilidad, difusión, viscosidad, tensión superficial, capilaridad, evaporación, presión de vapor y ebullición.*

En los ***sistemas sólidos****, el ordenamiento regular de sus partículas constituyentes determina la formación de* ***cristales****, que se caracterizan por presentar el fenómeno denominado* ***anisotropía****. También, existen algunos sólidos en que las moléculas se disponen en forma desordenada y que se llaman* ***sólidos amorfos*** *o* ***vítreos****.*

Entre los sistemas homogéneos tienen particular importancia las ***soluciones****, formadas por soluto y solvente y que pueden ser gaseosas, líquidas o sólidas.*

Las soluciones, de acuerdo con el grado de división que experimenta el soluto, se clasifican en ***iónicas*** *y* ***moleculares****.*

La concentración semicuantitativa de las soluciones permite diferenciar las siguientes clases: ***diluídas****,* ***concentradas****,* ***saturadas*** *y* ***sobresaturadas****.*

La ***solubilidad*** *de las sustancias depende de la naturaleza del soluto y del solvente, de la temperatura y de la presión del gas (en el caso de que el soluto sea un gas).*

Para expresar, cuantitativamente, la composición de una solución existen diferentes formas, tales como ***porcentaje en peso, porcentaje en peso/volumen, porcentaje en volumen, molaridad y normalidad.***



OBJETIVOS

1. Interpretar las características de los estados de agregación.
2. Identificar las relaciones entre volumen, presión y temperatura en el estado gaseoso.
3. Explicar las propiedades características de los líquidos.
4. Describir la estructura de los sólidos y sus propiedades.
5. Reconocer los tipos y propiedades de las soluciones.

7 Los estados de agregación y las soluciones

De acuerdo con la estructura que presentan las moléculas, se establecen entre ellas diferentes fuerzas de atracción, denominadas **fuerzas de cohesión**, tales como fuerzas electrostáticas, dipolo-dipolo, unión puente de hidrógeno, etcétera.

En contraposición con estas fuerzas, se encuentran las fuerzas de repulsión, que se originan entre las nubes electrónicas de las moléculas vecinas.

Como resultado de estas interacciones moleculares, las sustancias pueden presentarse en estado gaseoso, líquido o sólido.

En el **estado gaseoso**, las moléculas son independientes unas de otras y están en continuo movimiento de traslación y rotación sobre su eje. En consecuencia, los gases carecen de forma y volumen propio.

En el **estado líquido**, las moléculas se deslizan unas sobre otras, pero las fuerzas de cohesión no permiten que se separen entre sí. Entonces, los líquidos presentan forma variable y volumen constante.

En el **estado sólido**, las moléculas o partículas ocupan posiciones fijas y carecen de movimiento de traslación porque las fuerzas de cohesión son muy intensas. Por lo tanto, los sólidos tienen forma y volumen constante.

En los sólidos, las moléculas pueden disponerse de dos modos diferentes:

a) ordenadas regularmente, adoptando formas geométricas definidas, llamadas cristales, características de cada sustancia **(estado cristalino)**.

b) en forma desordenada, como si se tratara de líquidos extremadamente viscosos (**estado amorfo** o **vítreo** y también **líquidos sobreenfriados**).

ESTADOS DE AGREGACIÓN

-GASEOSO

-LÍQUIDO

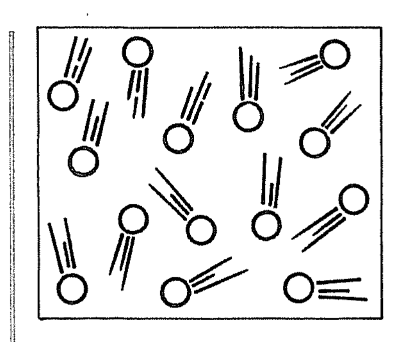
-SÓLIDO
- Cristalino
- Amorfo

Los gases y los líquidos pueden desplazarse o fluir a través de conductos y orificios, por lo cual se denominan **fluidos**.

1. SISTEMAS GASEOSOS

En un gas las fuerzas de cohesión intermoleculares son débiles y las moléculas, dotadas de energía cinética, se mueven a altas velocidades, ocupando un volumen cada vez mayor. Esto se denomina **expansibilidad**. La gran separación que existe entre las moléculas explica el hecho de que un gas pueda comprimirse fácilmente.

Como consecuencia de la expansibilidad de los gases, las moléculas encerradas en un recipiente ocupan totalmente su **volumen** y chocan contra las paredes ejerciendo **presión**. Al aumentar la **temperatura**, crece la velocidad media de las moléculas y consecuentemente el número de choques en las paredes del recipiente, lo cual se traduce en un incremento de la presión.



Estado gaseoso

Cuando un gas no está encerrado en un recipiente, al aumentar la temperatura, las moléculas que se desplazan a mayor velocidad se separan más rápidamente y ocupan un volumen cada vez más amplio.

El estado gaseoso queda definido por tres variables: **volumen** (V), **presión** (P) y **temperatura** (T).

Presión atmosférica
La presión de la atmósfera es el resultado de los choques de las moléculas que forman el aire contra nuestro cuerpo y los objetos que se encuentran sobre la superficie terrestre.

Mientras la presión y la temperatura permanecen constantes, el volumen también es constante, pero, si varía una de aquellas, el volumen se modifica.

Las relaciones entre estas tres variables se expresan en forma de leyes físicas, conocidas con el nombre de **leyes de los gases**.

1.1. Ley de Boyle y Mariotte

En 1661 **Robert Boyle,** físico y químico irlandés, estableció la ley que relaciona los volúmenes y las presiones de un gas cuya temperatura permanece constante. Dicha ley fue redescubierta, dieciséis años después, por el sacerdote y físico francés, **Edmond Mariotte**.

La siguiente actividad permite una correcta interpretación de la **ley de Boyle y Mariotte**.

ACTIVIDAD Nº 1

Objetivo:

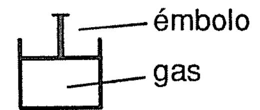
- Descubrir la influencia de la presión sobre el volumen de una masa gaseosa, mantenida a la misma temperatura.

Procedimiento:

En base a la siguiente tabla:

Experiencia N°	Presión (atm)	Volumen (ml)
1	5	12
2	10	6
3	15	4
4	20	3

Aclaración:
Esta Tabla expresa los valores obtenidos en un trabajo experimental efectuado con un gas encerrado en un recipiente con émbolo:



En el émbolo se aplicaron diferentes presiones, cuidando que la temperatura permaneciese constante.

a) Confeccione un gráfico de curvas:

La curva obtenida recibe el nombre de **hipérbola equilátera**.

b) Responda:

—¿Qué ocurre con el volumen al aumentar la presión?: ....

—¿Qué relación encuentra entre volumen y presión?: ....

—Calcule el producto entre volumen y presión (P . V) en cada experiencia:

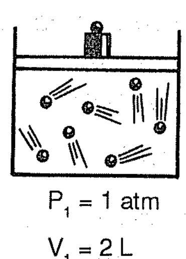
1: ....

2: ....

3: ....

4: ....

—¿Cómo es el producto P . V?: ....



$P_1 = 1$ atm

$V_1 = 2$ L

1.1.1. Enunciado y expresión matemática de la ley de Boyle y Mariotte

Las investigaciones de **Robert Boyle** (1661) y **Edmond Mariotte** (1677), les permitieron llegar a establecer la ley cuyo enunciado es:

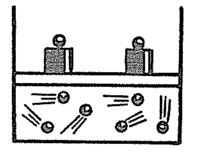
> Permaneciendo constante la temperatura, el volumen de una masa gaseosa es inversamente proporcional a la presión que soporta.

Considerando los volúmenes $V_1, V_2, V_3, \ldots, V_n$, de una masa de gas que se encuentran a una misma temperatura y a las presiones P_1, P_2, P_3,... , P_n, respectivamente, se tiene:

$P_1 . V_1 = P_2 . V_2 = P_3 . V_3 = ... = P_n . V_n =$ **constante.**

Entonces, la expresión matemática de la ley de Boyle y Mariotte es:

$P.V = K$ (K = **constante**)



$P_2 = 2$ atm
$V_2 = 1$ L
Esquema demostrativo ley de Boyle y Mariotte

Problema de aplicación

—Una masa gaseosa ocupa un volumen de 500 L a 5 atm de presión y 20 °C de temperatura: ¿Cuál será su volumen a la presión de 2,4 atm, si se mantiene constante la temperatura?

Estado inicial $\begin{cases} V_1 = 500 \text{ L} \\ P_1 = 5 \text{ atm} \\ T_1 = 20 \text{ °C} \end{cases}$ **Estado final** $\begin{cases} V_2 = x \text{ L} \\ P_2 = 2{,}4 \text{ atm} \\ T_2 = 20 \text{ °C} \end{cases}$

De acuerdo con la ley de Boyle y Mariotte:

$P_1 . V_1 = P_2 . V_2$ De donde: $V_2 = \dfrac{P_1 . V_1}{P_2}$

$$V_2 = \frac{5 \text{ atm} . 500 \text{ L}}{2{,}4 \text{ atm}} = 1.041{,}66 \text{ L}$$

R = El volumen ocupado a 2,4 atm de presión será de 1.041,66 L

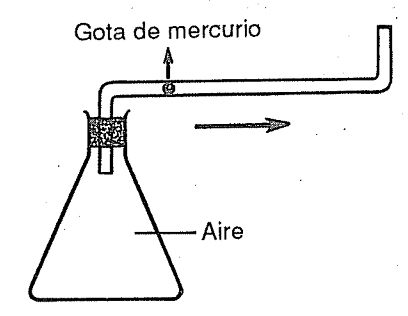
1.2. Leyes de Gay Lussac

En 1802, **Joseph Gay Lussac** pudo enunciar dos importantes leyes del estado gaseoso, en base a las observaciones efectuadas, quince años antes, por el físico y químico francés **Jacques Charles**.

1.2.1. Primera ley de Gay Lussac

En esta primera ley, **Gay Lussac** fijó las relaciones entre el volumen y la temperatura de un gas, cuando la presión no se modifica.

El dispositivo usado por **Gay Lussac** consistió, fundamentalmente, en lo siguiente:



Un recipiente cerrado con un tapón de goma, a través del cual pasa un tubo de vidrio acodado, según se observa en la figura adjunta. El aire del recipiente se aísla de la atmósfera por medio de una gota de mercurio.

Si se coloca el recipiente dentro de un baño caliente, la gota de mercurio se desplaza hacia afuera. Esto demuestra que al aumentar la temperatura se incrementa el volumen.

La **dilatación de un gas** se debe a la separación de las moléculas, incrementándose los espacios intermoleculares.

En forma experimental se ha determinado que, en todos los gases, la variación del volumen, a presión constante, por cada litro de gas y grado Celsius (°C) de temperatura es de

$$\frac{1}{273} = 0{,}003663 = \textbf{coeficiente de dilatación de los gases.}$$

Entonces, si el volumen de un gas es de 10 litros a 0 °C, al calentarlo a 50 °C, el volumen se incrementará a:

$$10\ L + (10.50.0{,}003663) = 11{,}83\ L$$

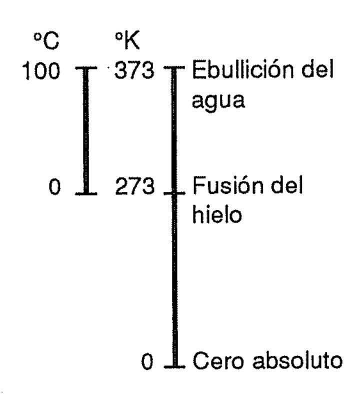
Por el contrario, al enfriar un gas, su volumen se contrae en la misma proporción $\frac{1}{273}$

Luego, siguiendo con el ejemplo anterior, si se enfriara a —273 °C, el volumen se reduciría a :

$$10L - \left(10.273 . \frac{1}{273}\right) = 0$$

De acuerdo con esto, todos los gases a —273 °C carecerían de volumen. Por cierto, es sólo una deducción teórica, porque se pueden reducir los espacios intermoleculares, pero no el volumen ocupado por las propias moléculas.

Esquema comparativo de las escalas de Celsius y Kelvin



Temperaturas absolutas

La temperatura de —273 °C se denomina **cero absoluto** porque correspondería a la ausencia total de calor y no habría temperaturas inferiores a ese valor.

A partir de esta deducción, se ha elaborado una nueva escala termométrica, denominada **escala de temperaturas absolutas** o **de Kelvin**. El cero de esta escala corresponde a —273 °C y recibe el nombre de **cero absoluto** o **cero grado kelvin** (K). La temperatura 0 °C corresponde a 273 K y 100 °C equivalen a 373 K.

Entonces, para expresar temperaturas absolutas se suma 273 a la temperatura medida en grados Celsius (°C):

$$\boxed{K = n\ °C + 273}$$

UNIDAD SIMELA
El Sistema Métrico Legal Argentino ha adoptado como unidad de temperatura termodinámica al kelvin (K).

Se ha encontrado una relación directa entre la variación del volumen de un gas y la temperatura absoluta, sin necesidad de utilizar el coeficiente de dilatación de los gases $\left(\frac{1}{273}\right)$; por lo tanto, **en los problemas sobre volúmenes gaseosos se usa la escala de Kelvin.**

ACTIVIDAD Nº 2

Objetivo:

- Reconocer la influencia de la temperatura sobre el volumen de una masa gaseosa que permanece a presión constante.

Procedimiento:

En un trabajo experimental se obtuvieron los siguientes resultados:

Experiencia N°	Temperatura (K)	Volumen (L)
1	100	4
2	200	8
3	300	12
4	400	16

Aclaración: La experiencia se realizó cuidando de que la presión no se modificara.

1) En base a la tabla anterior, confeccione un gráfico de curvas:

2) Responda:

a) ¿Cómo varía el volumen al aumentar la temperatura?:..

....

b) ¿Qué relación existe entre volumen y temperatura?: ....

....

c) Calcule el cociente entre volumen y temperatura $\left(\frac{V}{T}\right)$ en cada experiencia:

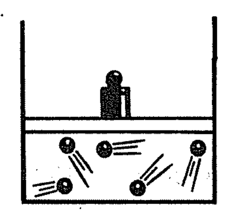
1: ....

2: ....

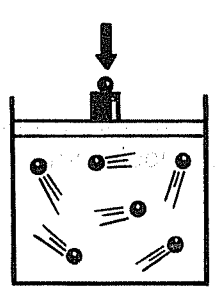
3: ....

4: ....

d) ¿Cómo es el cociente $\frac{V}{T}$? ....



Temperatura = 200 K
Volumen = 1 L



Temperatura = 400 K
Volumen = 2 L
Esquema comparativo de la Primera Ley de Gay Lussac

1.2.1.1. ¿Cuál es el enunciado y la expresión matemática de la Primera ley de Gay Lussac

El análisis de diversas experiencias, permitió establecer lo que se conoce como **Primera ley de Gay Lussac**:

> **Permaneciendo constante la presión, el volumen de una masa gaseosa es directamente proporcional a su temperatura absoluta.**

Teniendo en cuenta los volúmenes $V_1, V_2, V_3, \ldots, V_n$ de una masa gaseosa, que se hallan a la misma presión y a las temperaturas T_1, T_2, $T_3, \ldots, T_n$, respectivamente, se encuentra la siguiente relación:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} = \ldots\ldots = \frac{V_n}{T_n} = \text{constante}$$

En consecuencia, la expresión matemática de esta ley es:

$$\frac{V}{T} = (K = \text{constante})$$

Problema de aplicación

— Un gas ocupa un volumen de 100 L a la temperatura de 25 °C y a la presión de 2 atm: ¿Cuál será su volumen a la temperatura de 100 °C si la presión se mantiene constante?

Estado inicial
$$\begin{cases} V_1 = 100\ \text{L} \\ T_1 = 25 + 273 = 298\ \text{K} \\ P_1 = 2\ \text{atm} \end{cases}$$

Estado final
$$\begin{cases} V_2 = x\ \text{L} \\ T_2 = 100 + 273 = 373\ \text{K} \\ P_2 = 2\ \text{atm} \end{cases}$$

De acuerdo con la Primera Ley de Gay Lussac:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{De donde:} \quad V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{100\ \text{L} \cdot 373\ \text{K}}{298\ \text{K}} = 125{,}16\ \text{L}$$

R= El volumen del gas a 100 °C será de 125,16 L.

En síntesis:

Las dos leyes consideradas se pueden sintetizar del siguiente modo:

> **Los volúmenes de una masa gaseosa son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas e inversamente proporcionales a las presiones que soportan.**

1.2.2. Segunda ley de Gay Lussac

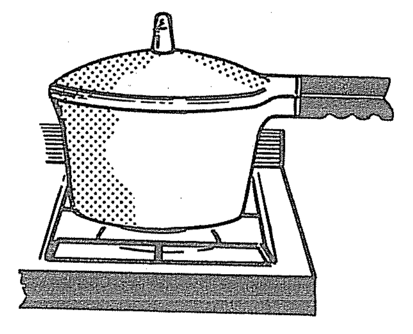
Hay un hecho bastante conocido que puede ayudarnos a interpretar esta segunda ley: cuando se calienta un recipiente cerrado, con aire en su interior, se observa que estalla al alcanzar cierta temperatura. Como el volumen del recipiente no se modifica, o sólo aumenta en una pequeña proporción, el estallido se debe al aumento de la presión que ejerce el aire contenido en el interior y que vence la resistencia de las paredes.

Joseph Gay Lussac, luego de estudiar las experiencias realizadas por **Jacques Charles** y las propias, encontró que entre la temperatura y la presión existe una relación directa. Esto le permitió enunciar la llamada **Segunda ley de Gay Lussac**:

> Permaneciendo constante el volumen, la presión de una masa gaseosa es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Por existir una **relación directa** entre presión y temperatura absoluta, la expresión matemática de esta ley es la siguiente:

$$\frac{P}{T} = K \quad (K = \text{constante})$$



En un recipiente cerrado, al aumentar la temperatura, se incrementa la presión del gas que contiene.

Problema de aplicación

—En un recipiente hay 50 L de gas a 1 atm de presión y 20 °C: ¿Cuál será la presión si se aumenta la temperatura a 80 °C, sin que se modifique el volumen?

Estado inicial $\begin{cases} V_1 = 50 \text{ L} \\ T_1 = 20 + 273 = 293 \text{ K} \\ P_1 = 1 \text{ atm} \end{cases}$ **Estado final** $\begin{cases} V_2 = 50 \text{ L} \\ T_2 = 80 + 273 = 353 \text{ K} \\ P_2 = x \text{ atm} \end{cases}$

De acuerdo con la Segunda ley de Gay Lussac:

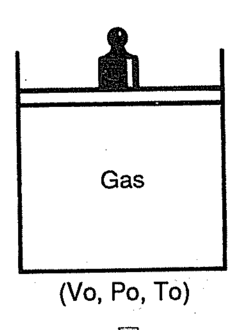
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \qquad \text{De donde: } P_2 = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1}$$

$$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 353 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 1,20 \text{ atm}$$

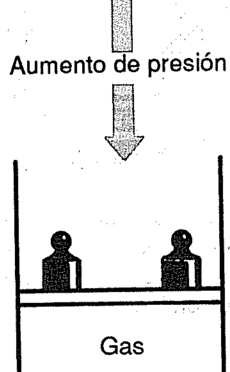
R = La presión a 80 °C será de 1,20 atm.

1.3. Ecuación general de los gases

Las **leyes de Boyle-Mariotte y Gay Lussac** sólo relacionan dos de las tres variables que caracterizan al estado gaseoso (volumen y presión, volumen y temperatura, temperatura y presión).

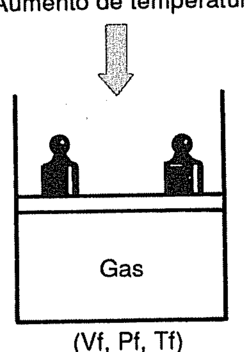


(Vo, Po, To)



(V, Pf, To)





(Vf, Pf, Tf)

Por medio de la **ecuación general de los gases** es posible vincular las tres variables (volumen, presión y temperatura), como veremos luego de realizar su deducción:

Supongamos que una masa gaseosa ocupa un volumen V_o, a la presión P_o y a la temperatura T_o. Si se produce una variación en la presión sin que se modifique la temperatura, tendremos:

$P_o \longrightarrow P_f$	$V_o \longrightarrow V$	$T_o \longrightarrow T_o$
(cambia)	(cambia)	(constante)

Aplicando la ley de Boyle y Mariotte:

$$P_o . V_o = P_f . V \qquad (1)$$

Si ahora se modifica la temperatura, sin que varíe la presión:

$T_o \longrightarrow T_f$	$V \longrightarrow V_f$	$P_f \longrightarrow P_f$
(se modifica)	(se modifica)	(constante)

Al aplicar la primera ley de Gay Lussac:

$$\frac{T_o}{T_f} = \frac{V}{V_f} \qquad (2)$$

Si se despeja V:

$$V = \frac{T_o . V_f}{T_f} \qquad (3)$$

Al reemplazar en (1) V por este valor (3), resulta:

$$P_o . V_o = P_f . \frac{T_o . V_f}{T_f}$$

Ordenando, se obtiene la **ecuación general de los gases:**

$$\boxed{\frac{P_o . V_o}{T_o} = \frac{P_f . V_f}{T_f}}$$

Esta ecuación general relaciona **simultáneamente** volumen, presión y temperatura.

Problema de aplicación

—Un gas ocupa un volumen de 50 ml a 25 °C de temperatura y a 4 atm de presión: ¿Cuál será su volumen si se lo somete a una presión de 3 atm y simultáneamente se eleva la temperatura a 40 °C?:

Estado inicial $\begin{cases} V_o = 50 \text{ ml} \\ P_o = 4 \text{ atm} \\ T_o = 25 + 273 = 298 \text{ K} \end{cases}$ **Estado final** $\begin{cases} V_f = x \text{ ml} \\ P_f = 3 \text{ atm} \\ T_f = 40 + 273 = 313 \text{ K} \end{cases}$

De acuerdo con la ecuación general de los gases:

$$\frac{P_o \cdot V_o}{T_o} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \quad \text{De donde: } V_f = \frac{P_o \cdot V_o \cdot T_f}{T_o \cdot P_f}$$

Entonces:

$$V_f = \frac{4 \text{ atm} \cdot 50 \text{ ml} \cdot 313 \text{ K}}{298 \text{ K} \cdot 3 \text{ atm}} = 70{,}02 \text{ ml}$$

R= A 3 atm de presión y 40 °C de temperatura, el volumen es de 70,02 ml.

1.3.1. Ecuación general de los gases para un mol de moléculas

La ecuación general de los gases establece que $\frac{P \cdot V}{T}$ es constante.

Es posible calcular el valor de esta constante para un mol de moléculas, de cualquier gas, teniendo en cuenta que, en CNTP, ocupa un volumen de 22,4 litros.

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22{,}4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = 0{,}082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K}}$$

Este valor $0{,}082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K}}$ se denomina **constante universal de los gases** y se representa con la letra R (constante de Regnault). Entonces:

$\frac{P \cdot V}{T} = R$; de donde resulta:

P.V = R.T. Esta es la **ecuación general de los gases para un mol de moléculas.**

Problema de aplicación

—Calcule qué volumen ocupará un mol de moléculas de oxígeno a la temperatura de 25 °C y a la presión de 3 atm:
De acuerdo con la ecuación general de los gases para un mol de moléculas:

$$P.V = R.T \text{ ; de donde: } V = \frac{R \cdot T}{P}$$

Entonces:

$$V = \frac{0{,}082 \frac{atm \cdot L}{K} \cdot 298\ K}{3\ atm} = 8{,}145\ L$$

R = Un mol de moléculas de oxígeno a 25 °C y 3 atm ocupa un volumen de 8,145 L.

1.3.2. Ecuación general de los gases para n moles de moléculas

Cuando se trata de dos o más moles de moléculas, la ecuación general de los gases se expresa del siguiente modo:

P.V = **n**. R.T; donde **n** = número de moles de moléculas.

Problema de aplicación

—Calcule cuántos moles de moléculas de oxígeno hay en 200 litros a 30 °C y 3 atm:

Datos:

V = 200 L T = 30 + 273 = 303 K P = 3 atm **n** = x moles de moléculas

Solución:.

De acuerdo con la ecuación general de los gases para **n** moles de moléculas:

P.V = **n**. R.T ; de donde: $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$

$$n = \frac{3\ atm \cdot 200\ L}{0{,}082 \frac{atm \cdot L}{K} \cdot 303\ K} = 24{,}14 \text{ moles de móleculas}$$

R = En 200 L de oxígeno a 30 °C y 3 atm, hay 24,14 moles de moléculas.

1.4. Gases ideales y gases reales

Las leyes de Boyle–Mariotte y Gay Lussac expresan el comportamiento de un gas perfecto o ideal. Sin embargo, en la realidad, los gases sólo cumplen exactamente estas leyes cuando las presiones son bajas y las temperaturas elevadas.

A medida que aumentan las presiones y las temperaturas se aproximan a las de licuación del gas, las leyes antes mencionadas dejan de cumplirse. Así, cerca de la temperatura de licuación de un gas, el volumen es inferior a lo que predice la Primera ley de Gay Lussac.

Con el propósito de simplificar la resolución de los problemas relacionados con los gases, se admite que se comportan como gases ideales porque, en la mayoría de los casos, se aproximan aceptablemente a la realidad.

LECTURA COMPLEMENTARIA

¿Qué sucede con la capa de ozono?

En el siglo pasado, el científico inglés William Hartley, descubrió la presencia de ozono en la atmósfera terreste. Este gas, poco estable,es oxígeno triatómico; se encuentra en una relación de tres moléculas por cada cien millones de moléculas de oxígeno, aunque presenta una distribución muy irregular en las diferentes capas de la atmósfera. Su concentración aumenta a medida que se asciende, encontrándose en su mayor parte en la estratósfera, es decir, entre los 15 y 55 km de altura.

La propiedad del ozono que resulta fundamental para la vida terrestre es su capacidad para absorber las radiaciones ultravioletas, cuya longitud de onda oscila entre 100 y 4.000 Å Esta propiedad desencadena la producción de procesos fotoquímicos que ocasionan una elevación de la temperatura en la estratósfera, denominada "inversión térmica", pero, lo más importante para los seres vivos, es que actúa como una especie de parasol protector que los preserva de los efectos nocivos de los rayos ultravioletas.

Las radiaciones ultravioletas y los seres vivos

Diversas investigaciones han permitido conocer ampliamente los efectos de los rayos ultravioletas sobre los organismos vivientes. Así se ha podido comprobar que desnaturalizan las proteínas, queman la piel, llegando a producir cánceres cutáneos; irritan los ojos y ocasionan inflamaciones y ulceraciones. Por otra parte, las células dañadas de la piel liberan histamina, la cual estimula las secreciones ácidas del estómago favoreciendo la formación de úlceras gástricas. Asimismo, por la acción de rayos ultravioletas existe una mayor predisposición a las bronquitis y neumonías. En algunos casos pueden llegar a modificar las glándulas endocrinas, alterando la correlación hormonal. Las radiaciones ultravioletas pueden causar mutaciones en animales, plantas y bacterias, reducir el rendimiento de las especies vegetales cultivadas, y provocar la desaparición del plancton y otras formas de vida acuática.

Con esta rápida enumeración, resulta clara la importancia que tiene la capa de ozono para la continuidad de las formas actuales de vida en la superficie terrestre.

Equilibrio dinámico: formación y descomposición del ozono

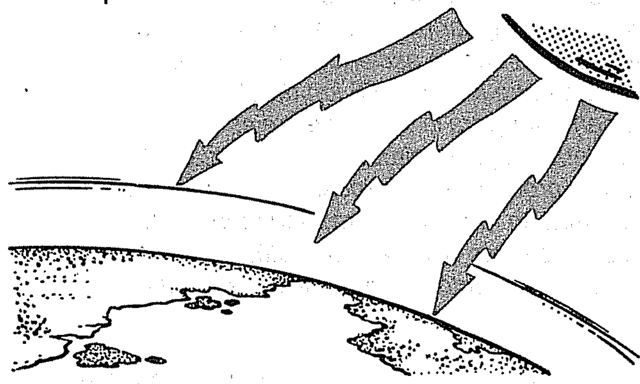
La casi totalidad del ozono se forma en el ecuador, a más de 40 km de altura, por la acción de las radiaciones ultravioletas que fotodisocian las moléculas de oxígeno dejando átomos de oxígeno libres.

Ese oxígeno atómico reacciona con el oxígeno molecular en condiciones adecuadas originando moléculas de ozono: $3\ O_2 \rightleftharpoons 2\ O_3$. Dicho ozono se dispersa en la estratósfera donde los rayos ultravioletas, con menos energía, no pueden fotodisociarlo, formando la capa de ozono.

Así como el ozono es producido permanentemente en la estratósfera, de la misma forma es destruido constantemente por fenómenos naturales. Las radiaciones ultravioletas que absorbe lo disocian en oxígeno molecular y atómico, $O_3 \rightleftharpoons O_2 + O$ pero el equilibrio no se rompe porque la producción es equivalente a la destrucción. Además, otros constituyentes naturales de la atmósfera pueden destruirlo. Hace unos años se descubrió que por efecto de partículas solares, especialmente protones, moléculas de nitrógeno se disocian en átomos de nitrógeno que reaccionan con el oxígeno monoatómi-

co para formar óxido nítrico, el cual actúa como catalizador en la desintegración del ozono en oxígeno molecular: $2\ O_3 \rightleftharpoons 3\ O_2$.

Otras sustancias también pueden actuar como catalizadores, como por ejemplo el cloro, pero como su concentracion atmosférica es escasa no supone un riesgo para la capa de ozono. Por otra parte, la producción de cloro industrial, tampoco entraña un peligro, pues su densidad le impide subir a la estratósfera.



Ruptura del equilibrio: Acción de compuestos clorados

Ciertos compuestos clorados ligeros fabricados por el hombre, de uso muy difundido y aplicaciones variadas, se descomponen a grandes alturas, dejando libre al cloro.

Estos compuestos son los clorofluorocarbonos (CFC), conocidos con el nombre de freones, que son utilizados en los aerosoles como soporte de los productos que se vaporizan, en los refrigeradores industriales y familiares, en los sistemas de aire acondicionado, en la limpieza de componentes electrónicos, en la fabricación de poliestirenos, en la congelación de alimentos, etc. Su empleo se vio favorecido porque no son inflamables, presentan escasa toxicidad y químicamente son muy estables.

A causa de dicha estabilidad, no son descompuestos en la tropósfera y paulatinamente van subiendo hacia las capas atmosféricas superiores. El viento los dispersa en sentido horizontal, pero su desplazamiento vertical es lento. En la estratósfera, al no existir grandes variaciones de temperatura, el aire se estratifica en capas superpuestas, que intercambian poca materia.

CAPAS DE LA ATMÓSFERA	
DENOMINACIÓN	**ALTURA (Km)**
Tropósfera	De 0 a 11
Estratósfera	De 11 a 70
Ionósfera	De 70 a 500
Exósfera	Más de 500

De esta forma se van acumulando progresivamente los freones permaneciendo durante un largo tiempo en la misma.

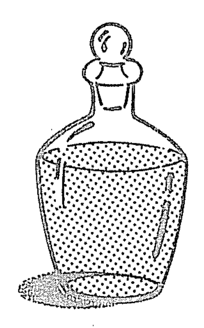
A la altura en que las radiaciones ultravioletas no disocian las moléculas de ozono, sí lo hacen con los clorofluorocarbonos. El cloro liberado descompone al ozono para formar óxido de cloro y oxígeno molecular. Pero la cadena continúa, porque el oxígeno atómico natural allí existente reacciona con el óxido formado para dar oxígeno molecular y dejar cloro libre, el cual vuelve a actuar sobre el ozono y de este modo sigue su acción desintegradora.

No todos los investigadores coinciden en que ésta sea la causa que provoca la ruptura del equilibrio natural de la cantidad de ozono. Otras hipótesis suponen que las causas son de orden natural, como la acción de los vientos y la actividad cíclica del Sol.

Pero lo cierto es que la capa de ozono, a una altura de 40 km, está en vías de reducción a un ritmo medio anual del 0,5 por ciento y ya se ha detectado un peligroso hueco antártico que afecta las zonas australes de nuestro país y Chile.

Desde el advenimiento de la era industrial, diferentes sustancias han contaminado el ambiente más y más, tanto en volumen como en variedad. El ataque constante a la capa de ozono podría producir estragos en el mundo tal cual lo conocemos y poner en peligro la propia existencia de los seres humanos, al quedar expuestos a la acción de los rayos ultravioletas. De ahí la importancia y urgencia por determinar cuáles son las causas de este fenómeno y establecer las medidas de prevención que permitan mantener el equilibrio dinámico del ozono a fin de asegurar la supervivencia de la especie.

Los líquidos, juntamente con los gases, constituyen los **fluidos**, que son sistemas caracterizados por estar formados por moléculas en continuo movimiento de traslación y por adoptar la forma del recipiente que los contiene.



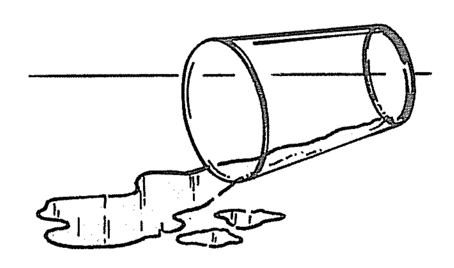
Los líquidos tienen volumen constante y adoptan la forma del recipiente que los contiene.

Cuando un gas se enfría, se comprime o experimenta ambos procesos a la vez, se produce su licuación. Durante este cambio de estado, las moléculas del gas van perdiendo velocidad y se acercan hasta que predominan las fuerzas de cohesión. Entonces, todas las moléculas se reúnen y se depositan en el fondo del recipiente en forma de líquido.

2.1. Propiedades de los líquidos

Los líquidos se diferencian de los gases por ser prácticamente **incompresibles**, es decir, que sus volúmenes sufren muy pequeñas modificaciones por la acción de presiones externas, aunque tengan valores muy elevados. Esto se explica porque el espacio entre las moléculas de los líquidos está reducido casi al mínimo posible. Todo intento de comprimir un líquido choca con la resistencia que provoca la repulsión que las nubes electrónicas de unas moléculas ejercen sobre las de otras que se encuentran próximas.

En los líquidos ocurre el fenómeno de **difusión**, pero más lentamente que en los gases. Las moléculas de los líquidos, dotadas de energía cinética, se desplazan dentro del recipiente que las contiene, pero sufren muchos choques con las moléculas próximas que dificultan su desplazamiento. Si se coloca una gota de tinta en un vaso con agua, el color de la tinta se difunde lentamente al resto del líquido.



Los líquidos se derraman y fluyen porque sus moléculas pueden deslizarse unas sobre otras.

Los líquidos que son poco movibles y tienen dificultad para desplazarse por los tubos se denominan viscosos, como por ejemplo el aceite cuando está frío. Otros líquidos, como el mercurio, el agua y el alcohol son poco viscosos.

En general, se entiende por **viscosidad** la resistencia de los fluidos al movimiento.

No debe confundirse viscosidad con densidad. Así, el aceite es viscoso y poco denso, mientras que el mercurio es muy denso y poco viscoso.

2.1.1. Tensión superficial

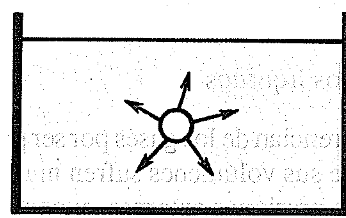
Se puede observar que objetos pequeños, de densidad algo mayor que la del agua, pueden flotar en su superficie. Así, una aguja ligeramente

engrasada o una hoja de afeitar, flotan sobre el agua; ciertos insectos y moluscos pueden desplazarse sobre su superficie.

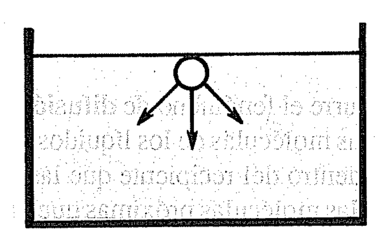
El jabón disminuye la tensión superficial del agua, facilitando su acción limpiadora.

Estos hechos son posibles porque en el límite de separación entre un líquido y un gas (agua–aire) o de dos líquidos que no se mezclan (agua-aceite) se observa la presencia de una especie de membrana elástica, producida por una fuerza denominada **tensión superficial**.

En un líquido, las moléculas se mantienen unidas entre sí por las fuerzas de cohesión moleculares. Una molécula que se encuentra en el interior de la masa líquida, está atraída en todas las direcciones por las moléculas que la rodean.



No sucede lo mismo, con otra molécula situada en la superficie libre del líquido, pues no tiene moléculas que la atraigan en la parte superior.



En consecuencia, las moléculas superficiales están atraídas hacia el interior del líquido, originando una especie de película o membrana en su superficie.

En suma:

Tensión superficial es la fuerza de cohesión intermolecular que se manifiesta en la superficie de los líquidos.

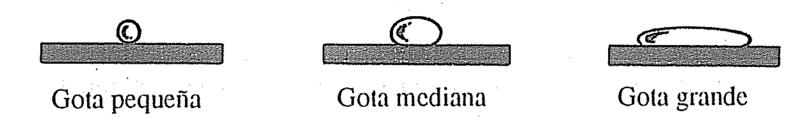
La tensión superficial varía de un líquido a otro, según la intensidad de las fuerzas de cohesión intermoleculares que presenten.

¿Por qué las gotitas de los líquidos son esféricas?

Otra consecuencia de las fuerzas de cohesión intermoleculares es el hecho de que las gotas tienden a adoptar la forma esférica. Esto se observa claramente en las gotas muy pequeñas, especialmente de ciertos líquidos como el mercurio. Las gotas más grandes se deforman por efecto de la atracción de la gravedad.

Tensión superficial

Líquidos	Dinas. cm^{-1}
Agua	72,8
Aceite de oliva	32,3
Acetona	23,7
Benceno	28,9
Éter	16,9
Etanol	22,3
Glicerina	65,2
Mercurio	470,1
Tolueno	28,4

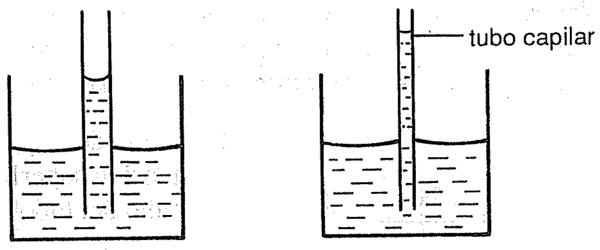


A medida que aumenta la masa se incrementa la atracción de la gravedad y por eso la forma esférica se toma elipsoide.

2.1.2. Capilaridad

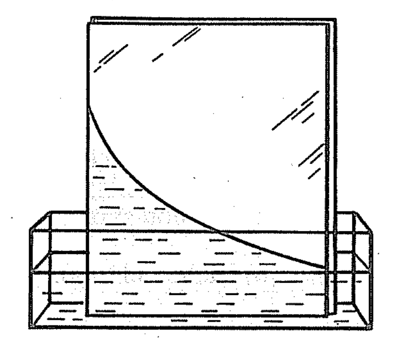
Es conocido el hecho de que el agua moja muchas sustancias. Esto se explica porque existe una fuerza de atracción entre las moléculas del agua y las moléculas de las otras sustancias. Esa fuerza de atracción entre las moléculas de sustancias diferentes se denomina **fuerza de adhesión**.

Si introducimos un pequeño tubo de vidrio de tres milímetros de diámetro en un vaso con agua, veremos que el agua asciende dentro del tubo. Si repetimos la experiencia con un tubo capilar (menos de un milímetro de diámetro) observaremos que el agua asciende aún más.

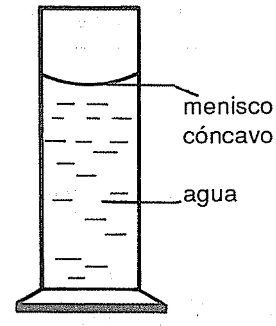


El ascenso del agua dentro del tubo de vidrio se produce porque la fuerza de adhesión entre las moléculas de agua y de vidrio es mayor que la fuerza de cohesión intermolecular del agua. Cuando la fuerza de adhesión tiene igual valor que la fuerza de la gravedad, que ejerce una acción hacia abajo, el agua deja de ascender. Por lo tanto, cuanto menor es el diámetro del tubo, tanto mayor es la altura que alcanza el agua, porque el peso de la columna de agua es menor y se eleva con mayor facilidad.

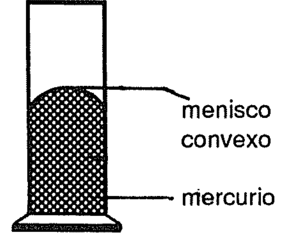
Lo contrario sucede al introducir un tubo capilar en un recipiente con mercurio: el nivel de éste es más bajo dentro del tubo capilar que en el vaso.



El agua asciende entre dos láminas de vidrio muy próximas entre sí.



La fuerza de adhesión entre el agua y el vidrio determina que el menisco sea cóncavo



El predominio de la fuerza de cohesión intermolecular sobre la fuerza de adhesión, determina que el menisco sea convexo.

El descenso del mercurio dentro del capilar se produce porque el mercurio no moja al vidrio, es decir, que la fuerza de cohesión entre las moléculas de mercurio es superior a la fuerza de adhesión existente entre el vidrio y el mercurio, que es muy débil.

Como la fuerza de cohesión intermolecular origina la tensión superficial, podemos deducir que cuanto mayor es la tensión superficial de un líquido menor es su capilaridad.

En síntesis:

Capilaridad es el comportamiento de los líquidos en los tubos capilares.

El ascenso o descenso de un líquido en un tubo capilar depende de:

a) Tensión superficial del líquido.

b) Radio del tubo.

c) Densidad del líquido.

d) Aceleración de la gravedad.

θ = letra griega theta

La ley de **Jurin** establece que: ***la altura a que asciende o desciende un líquido en el capilar es directamente proporcional al duplo de la tensión superficial e inversamente proporcional al radio del tubo, a la densidad del líquido y a la aceleración de la gravedad:***

$$h = \frac{2\theta}{r \cdot d \cdot g}$$

h = altura del líquido
θ = tensión superficial
r = radio del tubo
d = densidad del líquido
g = aceleración de la gravedad

Consecuencias de la capilaridad

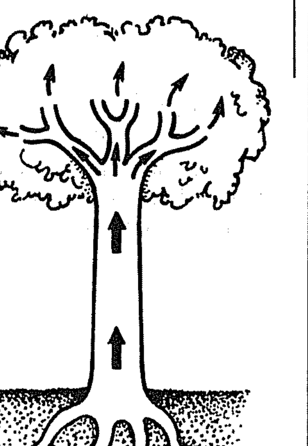
La penetración del agua en los cuerpos porosos se realiza por efecto de la capilaridad. Los espacios capilares de los cuerpos porosos, a veces, son tan pequeños que permiten al líquido llegar a grandes alturas.

Las toallas, el algodón y el papel secante cumplen su acción absorbente por capilaridad.

En las paredes, la humedad asciende y se dispersa por la capilaridad propia de los ladrillos.

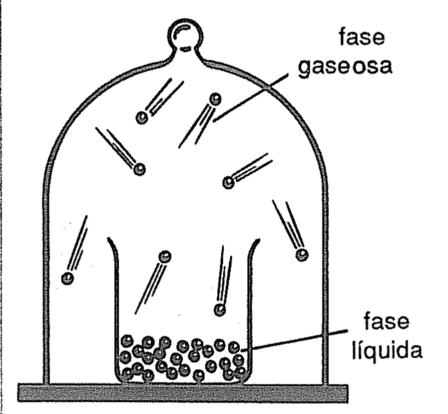
En las plantas es esencial la acción capilar, pues posibilita la circulación de la savia a través de los vasos leñosos y cribosos.

Una de las propiedades principales del suelo es su capilaridad, porque permite el movimiento ascendente del agua desde las capas más profundas y su aprovechamiento por las raíces.


En las plantas, el agua absorbida por las raíces asciende por capilaridad.

2.1.3. Evaporación y presión de vapor

En los líquidos, las moléculas de la superfice libre pueden vencer la atracción que sobre ellas ejercen las otras moléculas y pasar a la fase gaseosa que se encuentra por encima del líquido. Este fenómeno se denomina **evaporación**.



Evaporación en un ámbito cerrado

Si se cubre con una campana de vidrio el recipiente que contiene un líquido, por ejemplo un vaso con agua, las moléculas que han pasado a la fase gaseosa chocan contra las paredes de la campana y contra la superficie del líquido, originando una **presión de vapor**. Algunas moléculas de la fase gaseosa vuelven a la masa líquida, mientras que otras se evaporan abandonando la fase líquida. Luego de un cierto tiempo, el número de moléculas que pasan del estado líquido al gaseoso, por unidad de tiempo, es igual al número de moléculas que realizan el proceso inverso. Entonces se establece un **equilibrio dinámico**: el nivel del líquido ya no desciende y la masa de gas permanece constante.

Las moléculas pasan cierto tiempo en la fase líquida y otro tiempo en la de vapor; mientras algunas se desplazan en el sentido líquido–gas, otras lo hacen en sentido opuesto, conservándose constante el número de moléculas que integran cada fase.

Las moléculas del vapor ejercen una presión que alcanza un valor característico al llegar al equilibrio dinámico líquido–vapor y que se denomina **presión del vapor saturado**. Esta presión depende la naturaleza del líquido y de la temperatura.

Presión de Vapor en hPa

Temp (°C)	Agua	Etanol
0	6,10	16,26
20	23,36	58,51
40	73,74	180,35
60	199,15	470,15
80	473,35	1083,19
100	1013,08	

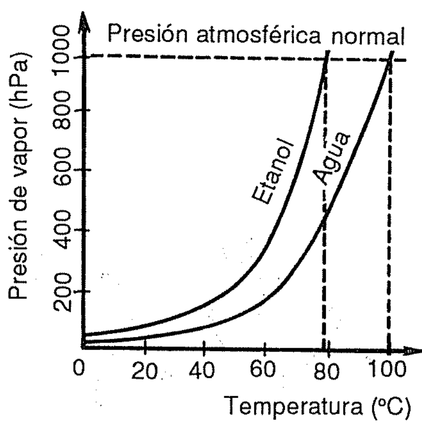
Cada sustancia líquida tiene una presión de vapor característica. A una misma temperatura, la presión de vapor del agua es inferior a la del alcohol etílico (etanol) y la de éste menor que la del éter etílico. En el caso del agua su presión de vapor es baja como consecuencia de la atracción que existe entre sus moléculas por las uniones puente de hidrógeno que presenta.

Al aumentar la temperatura de un líquido se incrementa la energía cinética media de sus moléculas y, por lo tanto, es mayor el número de las que escapan a la fase gaseosa. De esta forma se eleva la presión del vapor saturado.

2.1.4. Ebullición

Cuando la presión de vapor del líquido iguala a la presión atmosférica, el líquido hierve. Esto se logra suministrando calor hasta alcanzar una temperatura que es característica para cada líquido y que se denomina **punto de ebullición (p.e.)**.

Cuando un líquido se halla a la temperatura de ebullición, todo el calor que se le suministra es utilizado solamente para comunicarle a las molé-



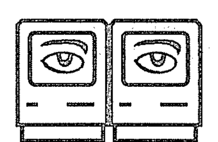
El punto de ebullición del agua (100 °C) es más alto que el del etanol (78 °C) porque la presión de vapor del agua es menor.

culas la energía necesaria para vaporizarse. Entonces, **la temperatura de una sustancia líquida pura permanece constante durante la ebullición.**

El punto de ebullición de un líquido depende de la presión exterior. Así, el agua pura hierve a menor temperatura en la cima de una montaña, donde la presión atmosférica es más baja, que a nivel del mar.

Cuando se indica el punto de ebullición de una sustancia se da por sobreentendido que ese valor corresponde a la presión atmosférica normal (760 mm de Hg o 1.013 hPa).

También debe tenerse en cuenta que los líquidos que tienen mayor presión de vapor son más volátiles y en consecuencia hierven a menor temperatura. El éter etílico que tiene más presión de vapor que el alcohol etílico, hierve a menor temperatura que dicho alcohol.



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Marque con una X la respuesta correcta:

—El estado gaseoso queda definido por:

a) la presión
b) el volumen
c) la temperatura
d) las tres variables antes mencionadas.

—La ley de Boyle y Mariotte establece la relación entre:

a) presión y temperatura
b) temperatura y volumen
c) presión, temperatura y volumen
d) presión y volumen

—De acuerdo con la primera ley de Gay Lussac, el volumen es directamente proporcional a la:

a) temperatura absoluta
b) presión
c) temperatura centígrada
d) todas las variables antes mencionadas

—De acuerdo con la segunda ley de Gay Lussac, la presión es directamente proporcional a:

a) volumen
b) volumen y temperatura absoluta
c) temperatura absoluta
d) todas las variables antes mencionadas

—La relación simultánea entre volumen, presión y temperatura queda establecida en la:

a) Ley de Boyle y Mariotte
b) Ecuación general de los gases
c) Primera ley de Gay Lussac
d) Segunda ley de Gay Lussac

—La expresión matemática de la ley de Boyle y Mariotte es:

a) $\frac{P}{T} = K$ c) $P . V = K$

b) $\frac{V}{T} = K$ d) $\frac{P . V}{T} = K$

2) En la columna de la izquierda se transcriben definiciones de propiedades de los líquidos y en la columna de la derecha sus respectivas denominaciones.

Coloque en el paréntesis que precede a cada definición, la letra que indica su denominación.

( ) Pasaje lento de las moléculas superficiales de los líquidos al estado gaseoso.

( ) Comportamiento de los líquidos en los tubos capilares.

( ) Resistencia de los fluidos al movimiento.

( ) Pasaje rápido de todas la moléculas de un líquido al estado gaseoso.

( ) Fuerza de cohesión intermolecular que se manifiesta en la superficie de los líquidos.

A. Viscosidad.

B. Tensión superficial.

C. Capilaridad.

D. Evaporación.

E. Ebullición.

3) Lea atentamente los siguientes enunciados. Cuando los considera verdaderos encierre con un círculo la "V"; en caso contrario marque de igual modo la "F". En estos últimos casos reemplace la palabra que está destacada por el término que la convierte en verdadera, sobre la línea de puntos.

a) El cero **absoluto** corresponde a —273 °C V F ....

b) Los **fluidos** son incompresibles. V F ....

c) La difusión es propia de los **gases.** V F ....

d) La tensión superficial se observa en los **fluidos**. V F ....

e) La capilaridad depende del **radio** del tubo. V F ....

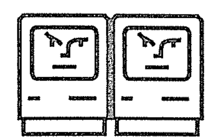
f) La **evaporación** se produce a temperatura constante. V F ....

g) La presión de vapor es característica para cada **líquido**. V F ....

h) El punto de ebullición es una propiedad **intensiva**. V F ....

i) En los **gases**, las moléculas se desplazan a altas velocidades. V F ....

j) La viscosidad es **igual** a la densidad. V F ....



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes cuestiones, reflexione y luego responda:

a) En los gases, indique qué relación existe entre:

—volumen y presión: ....

—volumen y temperatura absoluta: ....

—presión y temperatura: ....

b) ¿Por qué el vapor de agua es compresible?: ....

....

....

....

c) ¿A qué se debe que el mercurio tenga mayor tensión superficial que el agua?: ....

....

d) ¿Por qué el volumen de un líquido se incrementa al calentarlo?: ....

....

e) ¿Cuándo un líquido hierve?: ....

....

2) Analice la siguiente afirmación:

— Si a 100 °C un gas ocupa un volumen de 10 litros, a 200 °C dicho volumen se duplicará, siempre y cuando se mantenga constante la presión.

a) Diga si es correcta o no: ....

b) Justifique: ....

....

3) Interprete las siguientes observaciones experimentales:

a) Se calentó un vaso con agua hasta la temperatura de 80 °C. Inmediatamente se colocó el vaso de precipitado bajo una campana y se hizo el vacío. Entonces, el agua comenzó a hervir:

vacío

—Explique por qué el agua hirvió a 80 °C: ....

....

....

b) Se sometió a la acción del calor un balón con agua. Cuando el agua comenzó a hervir se retiró el balón del fuego y se lo tapó con un buen tapón de goma. El agua dejó de hervir.

—¿Por qué se detuvo la ebullición?: ....

....

....

....

agua fría

Enseguida se ubicó el balón en forma invertida y se enfrió con agua fría. Entonces, comenzó de nuevo a hervir.

—¿Por qué se reanuda la ebullición del agua del balón?:

....

....

....

4) Dos recipientes del mismo tamaño, uno con hidrógeno y otro con igual masa de oxígeno, se encuentran a la misma temperatura.

Responda:

a) ¿Cuál de ellos contiene mayor cantidad de moléculas?: ....

....

¿Por qué?: ....

....

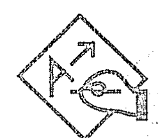
b) ¿Qué relación existe entre el número de moléculas de hidrógeno y de oxígeno?: ....

....

c) ¿En qué frasco es mayor la presión?: ....

.... ¿Por qué?: ....

....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Resuelva los siguientes problemas:

a) En un recipiente hay 50 L de gas a 5 atm de presión. ¿Cuál será el volumen si la presión se incrementa a 8 atm y la temperatura no varía?:

R.: ....

b) En un recipiente se encuentra un gas a –10 °C y 2 atm. ¿Cuál será la presión que soporta si se eleva la temperatura a 38 °C y el volumen no se modifica?:

R.: ....

c) Un gas ocupa un volumen de 100 L a la temperatura de 20 °C. ¿Cuál será su volumen si la temperatura se incrementa a 100 °C y se mantiene constante la presión?:

R.: ....

d) Un gas ocupa un volumen de 80 L a una presión de 3 atm y a una temperatura de 21°C. ¿Cuál será el volumen si se lo somete a una presión de 10 atm y simultáneamente se lo calienta a una temperatura de 48 °C?:

R.: ....

e) 70 L de gas se hallan a 25 °C y 1.050 hPa. ¿Cuál será su volumen en CNTP?:

R.: ....

2) Nombre las leyes y ecuaciones que se aplican en cada uno de los problemas anteriores:

1. a): ....

1. b): ....

1. c): ....

1. d): ....

1. e): ....

3) Marque con una X las respuestas correctas:

a) El alcohol, por ser un líquido, presenta las siguientes características:

- se difunde en otros líquidos.
- tiene sus moléculas desordenadas.
- es expansible.
- presenta una determinada tensión superficial.
- es efusible.

- su capilaridad es diferente a la de los otros líquidos.
- se comprime fácilmente.
- presenta cierta viscosidad.
- tiene forma y volumen constante.

b) El mercurio se caracteriza por:

- su elevada tensión superficial.
- presentar elevada capilaridad.
- tener bajas fuerzas de cohesión intermoleculares.
- su baja densidad y elevada viscosidad.
- ser muy expansible.

4) En base a la siguiente tabla:

Presiones de vapor en hPa

Temp. (°C)	Agua	Etanol	Ácido acético	Acetato de etilo	Acetona	Benceno	Anilina
0	6,10	16,26	—	32,25	89,71	35,32	—
10	12,27	31,45	—	57,05	154,09	60,51	—
20	23,36	58,51	15,59	97,04	245,27	99,57	—
30	42,41	105,04	27,45	158,22	376,83	159,42	—
40	73,74	180,35	46,38	248,33	561,85	243,53	—
50	123,31	296,19	75,44	376,30	816,59	361,64	3,19
60	199,15	470,14	118,23	553,59	1147,17	521,20	7,59
70	311,52	723,15	181,28	794,86	—	734,48	14,12
80	473,34	1083,19	269,66	1110,12	—	1009,88	23,99
90	700,89	—	391,50	—	—	1354,46	38,92
100	1013,00	—	555,99	—	—	—	60,91

a) Indique el punto de ebullición aproximado, a la presión atmosférica normal, de:

—Agua: .... —Etanol: .... —Acetato de etilo: ....

—Acetona: .... —Benceno: ....

b) Mencione los líquidos que hierven a más de 100 °C, a la presión atmosférica normal: ....

....

Justifique su respuesta: ....

....

LECTURA COMPLEMENTARIA

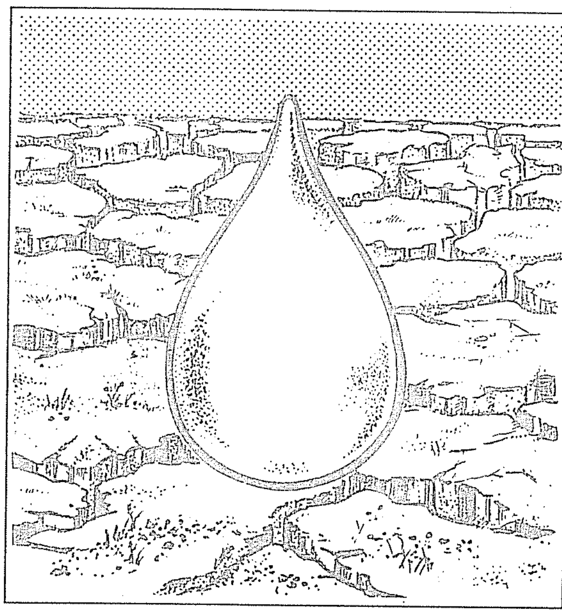
Agua, el "oro blanco"

"Las ciudades del mundo antiguo, como Babilonia, Nínive o Menfis —señala una publicación de la Unesco—, vivían en buena armonía con un medio sobre el cual ellas no tenían sino efectos mínimos. En la actualidad, las metrópolis gigantescas transforman vastos perímetros en una sucesión interminable de bloques de viviendas, donde la hierba, los árboles y los arbustos dejan lugar al asfalto y al hormigón".

El problema central del cual se ocupa el organismo internacional en ese informe es el que plantea la escasez del "oro blanco", esto es, el agua. "Una gran zona urbana —agrega— transforma considerablemente el ciclo hidrológico. El calor y la polución de las ciudades afectan el clima, mientras que las superficies impermeables aumentan y aceleran la evacuación brutal de las aguas de lluvia." A las inundaciones les pueden suceder sequías terribles y también son corrientes los daños causados por los desechos no eliminados o la contaminación de las napas.

La Unesco ofrece estadísticas que demuestran que el consumo de agua se ha multiplicado por diez en lo que va del siglo, lo que no impide que la escasez sea la nota dominante en numerosas comunidades que se hallan en condiciones de aprovechamiento insuficiente. "Más de dos mil millones de personas —destaca— viven sin un aprovisionamiento adecuado de agua; tres mil millones carecen de instalaciones sanitarias correctas y un 80% de las enfermedades son debidas a la mala calidad del líquido disponible."

La entidad mundial propone un programa —"Agua para todos", lo denomina— basado en una modesta contribución internacional que espera destinar a la compra de elementos como bombas o equipos de verificación de la calidad del agua. No se le escapa, sin embargo, que los problemas de algunas gigantescas metrópolis no se pueden atender sin formidables inversiones. Los países del llamado Tercer Mundo, ago-



biados por los problemas que son ampliamente conocidos, no están en condiciones óptimas para encarar las obras de infraestructura indispensables y el peligro de colapsos sanitarios está permanentemente amenazándolos.

La Argentina también padece notorias insuficiencias y dispone de algunos servicios al borde de la obsolescencia. Ocurre que los problemas propios del adecuado manejo de ciertos recursos fundamentales, como lo es el agua, pueden producir engañosas impresiones. En algún momento se visualizan como de menor importancia en comparación con otros (la crisis energética, por ejemplo) hasta que se descubre, generalmente cuando es demasiado tarde, que las inversiones y el tiempo necesarios para afrontar las consecuencias de muchos años de olvido desbordan todas las previsiones, aun las más pesimistas.

*Artículo publicado por el diario **LA NACIÓN**, el 25 de marzo de 1990.*

3. SISTEMAS SÓLIDOS

3.1. ¿Qué es un cristal?

A la palabra **cristal** se le asignan diferentes significados. Uno de los más conocidos es el de vidrio incoloro, transparente y de gran calidad.

En **Mineralogía** la palabra cristal se aplica a los minerales que presentan **forma poliédrica,** con caras planas, aristas rectas y vértices puntuales.

Mineral
Sustancia inorgánica natural de composición química definida, con estructura cristalina, que forma parte de la corteza terrestre.

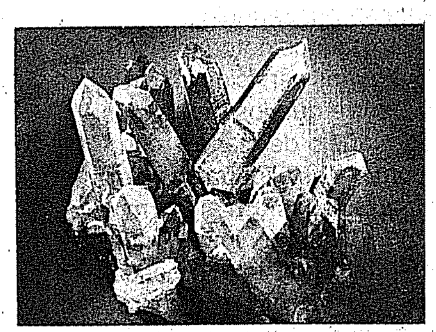
Quienes hayan visitado un museo de ciencias naturales habrán visto distintos cristales, como cuarzo, berilo, calcita, calcantita, diamante, hematita, magnetita, espato de Islandia, siderita, pirita, galena, feldespato, fluorita, halita, etcétera.

En la naturaleza los cristales se forman por diferentes **procesos de mineralogénesis**: por evaporación del agua de soluciones saturadas del mineral, por enfriamiento de soluciones saturadas de ciertas sales, por sublimación de algunos de los componentes del magma, por enfriamiento paulatino y posterior solidificación de dicho magma, etcétera.

3.1.1. Tamaño y forma de los cristales

Magma
Masa de roca fundida, constituida principalmente por silicatos, con una cierta cantidad de componentes volátiles, que al cristalizarse forma las rocas ígneas.

Los cristales naturales varían en cuanto a su tamaño. Hay algunos pequeños, **microscópicos**, como en el caso del mármol y de los metales. Otros son grandes, **macroscópicos**, llegando, en casos excepcionales, a tener un volumen de un metro cúbico y aún más. Así, en Cerro Blanco, en las proximidades de Tanti (Córdoba) se han hallado cristales hexagonales de cuarzo de 10 por 30 cm y, coexistiendo con ellos, cristales de berilo también en forma de prisma hexagonal de 1 m de diámetro por 4 m de longitud.



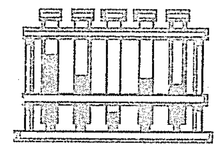
Cristales de cuarzo (SiO_2)

El **tamaño de los cristales** que se obtienen depende de la sustancia que se trata, del tiempo de cristalización y del espacio de que se dispone para su formación. Cuando ocurre una variación brusca de temperatura, que origina un enfriamiento rápido o una evaporación excesiva, se precipita una masa cristalina, formada por cristales muy pequeños.

La **forma de los cristales** es característica de cada sustancia: el cloruro de sodio, la pirita de hierro y la galena adoptan la forma cúbica; el cuarzo y el berilo producen cristales prismáticos hexagonales; la baritina y el yodo forman cristales rómbicos, etcétera.

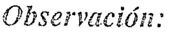
Berilo
Silicato de aluminio y berilio ($Be_3Al_2Si_6O_{18}$).

El proceso natural de formación de cristales requiere tiempos prolongados. Experimentalmente, es posible obtener ciertos cristales en aproximadamente una semana y de un tamaño suficiente como para poder apreciar su forma geométrica, caras, aristas y vértices.



TRABAJO PRÁCTICO

CRISTALIZACIÓN POR EVAPORACIÓN DEL SOLVENTE



> *Observación:*
>
> *Este experimento requiere algo de paciencia, pero su realización vale la pena, pues permite interpretar mejor lo que sucede en la Naturaleza.*

Objetivo:

- Obtener cristales de cloruro de sodio (NaCl).

Materiales:

1 probeta de 50 ml.

1 tubo de ensayo.

1 gradilla.

1 mechero.

1 cristalizador. (Puede reemplazarse por un plato chico.)

- Agua destilada.
- Cloruro de sodio. (Puede usarse sal gruesa de cocina.)
- Servilleta de papel.
- Repasador.

Procedimiento:

— Vierta 20 ml de agua destilada en un tubo de ensayo.

— Agregue cloruro de sodio hasta que no se disuelva más (se puede acelerar la disolución calentando suavemente).

— Decante la solución obtenida en un cristalizador o su sustituto.

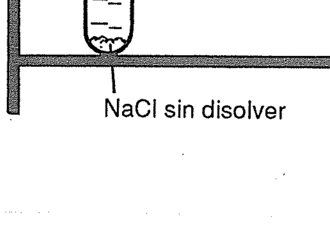
— Deje en reposo total en un lugar protegido.

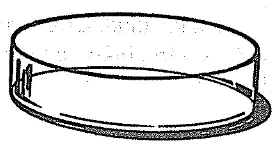
— Cubra con una servilleta de papel para que no caigan impurezas dentro de la solución.

— Observe diariamente cómo se forman los cristales.

(Al efectuar las observaciones no mueva el cristalizador).

— Cuando se ha evaporado toda el agua, observe atentamente los cristales obtenidos, tratando de ubicar las caras, aristas, y vértices.




cristalizador



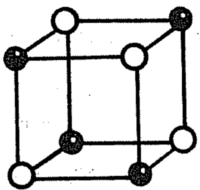
— Esquematice lo observado:

3.1.2. ¿Cuál es la estructura interna de un cristal?

En un cristal, sus partículas elementales (átomos, iones o moléculas) están ordenadas de modo que adoptan formas geométricas definidas.

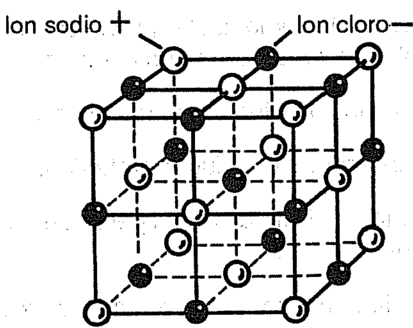
Los estudios con Rayos X han demostrado que la forma externa del cristal resulta de la repetición regular de una unidad básica, denominada **celda unidad**, constituida por un número mínimo de partículas que se ubican en los vértices de un poliedro imaginario.

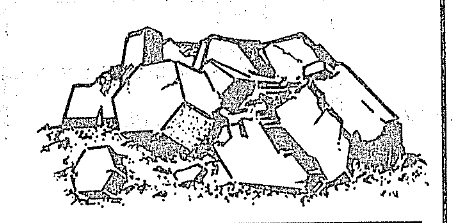
Para cada sustancia existe una celda unidad que le es característica. Tomando como ejemplo al cloruro de sodio, formado por cationes de sodio y aniones cloruro, su celda unidad es un cubo:



Alrededor de esta celda unidad se agrupan, en las tres direcciones del espacio, los otros iones presentes, de acuerdo con su afinidad eléctrica. De este modo se van constituyendo redes imaginarias, con forma de paralelepípedo, llamadas **redes cristalinas**.

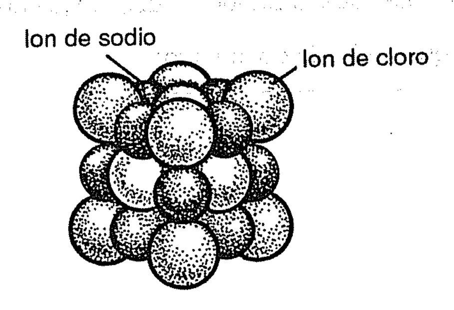
En el caso del cloruro de sodio, la red cristalina puede representarse así:





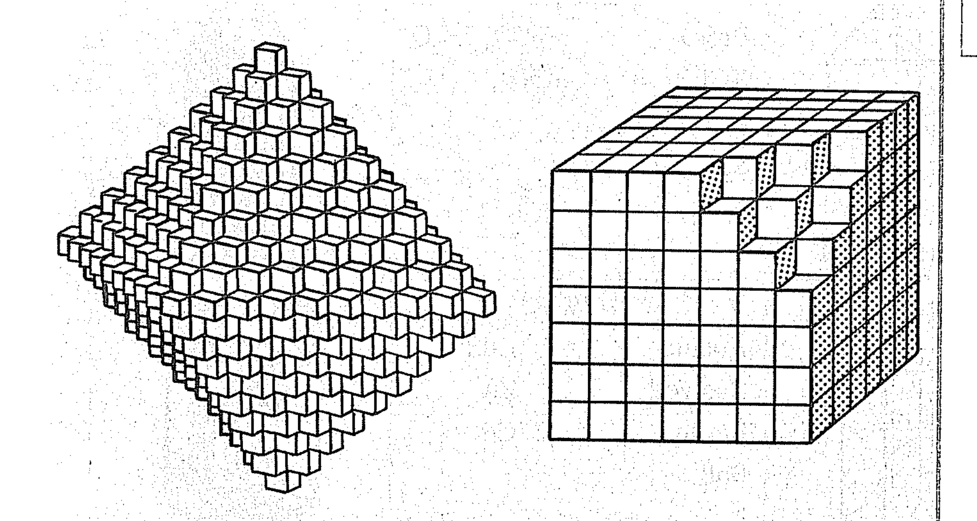
La celda unidad de la galena (PbS) también es un cubo.

Como prácticamente entre los iones no existen espacios de separación, la siguiente representación se aproxima más a la realidad:



En los casos con red cristalina formada por cubos, pueden originarse octaedros, tetraedros, etcétera, como muestran los siguiente modelos:

La propiedad de algunas sustancias de presentar diferentes formas cristalinas, se denomina **polimorfismo**.



3.1.3. Sistemas cristalinos

La diversidad de formas de los cristales permite clasificarlos, según su configuración geométrica, en siete grupos básicos, denominados **sistemas cristalinos**.

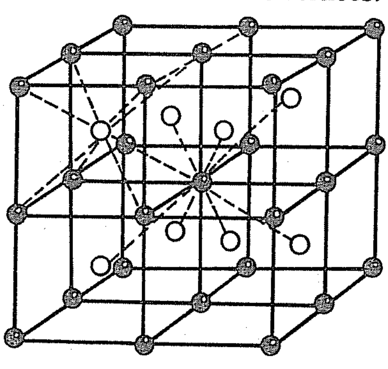
SISTEMA		**EJEMPLOS** (por ciento de minerales conocidos que cristalizan en cada sistema)	
Cúbico		(12%) Pirita de hierro, Diamante, Galena, NaCl, KCl, Cu, Pb, P, Au, CaF_2, Ag, CsCl	Fluorita
Tetragonal		(10%) TiO_2, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$, SnO_2, KH_2PO_4	Wulfenita

SISTEMA		EJEMPLOS (por ciento de minerales conocidos que cristalizan en cada sistema)	
Rómbico		(22%) $BaSO_4$ $ZnSO_4.7H_2O$ $KClO_3$ KNO_3 I_2 S_8	Estibnita
Hexagonal		(8%) Apatita CdS Cuarzo Zn Berilo Cd PbI_2	Berilo
Romboédrico		(9%) Calcita Grafito Hielo $NaNO_3$	Grafito
Monoclínico		(32%) $CaSO_4.\ 2H_2O$ $Na_2B_4O_7.10H_2O$ $FeSO_4.7H_2O$ S_8(*) Fusión $Na_2SO_4.10H_2O$	Feldespato
Triclínico		(7%) $CuSO_4.5H_2O$ $K_2Cr_2O_7$ H_3BO_3 NaF (criolita) Ferrocianuro de potasio	Rhodonita

3.1.4. Clasificación de los cristales

De acuerdo con el tipo de partículas elementales que forman las redes cristalinas, los cristales se clasifican en:

a) **Cristales iónicos**: Son aquellos que están constituidos por cationes y aniones que se atraen por tener cargas eléctricas de distinto signo. Un ejemplo lo constituye el caso ya descripto del cloruro de sodio, en el cual existe la misma cantidad de iones de sodio y de cloro y la red cristalina es una serie de cubos en cuyos vértices se encuentran alternadamente iones de sodio y de cloro. Otro ejemplo es el cloruro de cesio, en el cual el cesio ocupa el centro de un cubo cuyos ocho vértices son iones cloruro y, a su vez, cada ion cloruro está igualmente en el centro de un cubo con iones cesio en sus vértices:



En los **compuestos iónicos** no existen moléculas independientes y puede decirse que el cristal entero es una molécula.

b) **Cristales moleculares**: Están formados por moléculas que ocupan los vértices de las redes cristalinas. Dichas moléculas se mantienen unidas por fuerzas de Van der Waals, tales como las fuerzas de London, dipolo-dipolo inducido, dipolo-dipolo y unión puente de hidrógeno.

La mayoría de los gases (dióxido de carbono, nitrógeno, cloruro de hidrógeno) originan cristales moleculares por enfriamiento.

CRISTALES

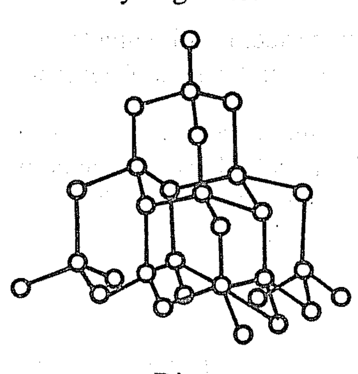
—IÓNICOS

—MOLECULARES

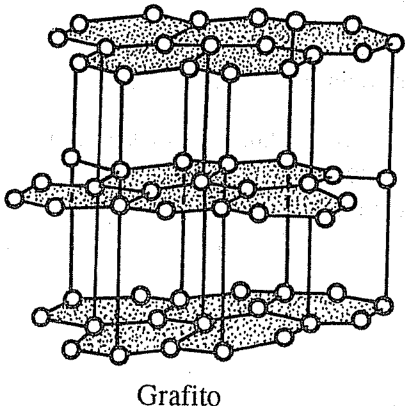
—ATÓMICOS O COVALENTES

—METÁLICOS

c) **Cristales atómicos o covalentes**: Están constituidos por átomos de no metales unidos entre sí por uniones covalentes, como ocurre en el diamante y el grafito:



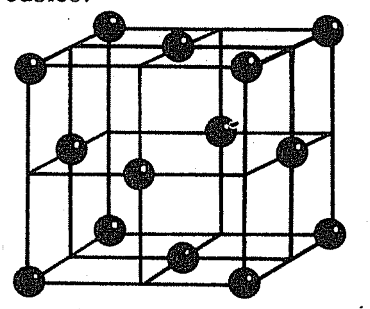
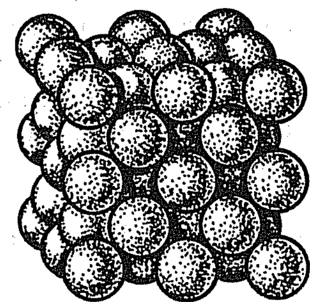
Diamante



Grafito

Como el **grafito** se ordena en láminas o capas, la mina del lápiz deposita dichas láminas sobre el papel al escribir.

d) **Cristales metálicos**: Los iones positivos ocupan los vértices de la red cristalina y se mantienen unidos por medio de los electrones externos móviles que actúan como adhesivo (recuérdese la unión metálica). Podemos mencionar como ejemplo el cobre, que cristaliza en el sistema cúbico:

En los **metales**, el tipo de unión que se establece entre sus átomos, permite que éstos se deslicen unos sobre otros (maleabilidad).

3.1.5. Condiciones para la cristalización

Las condiciones adecuadas para la cristalización son:

- Espacio suficiente para la formación de los cristales.
- Temperatura y presión exterior constantes.
- Reposo total.
- Tiempo de cristalización prolongado.

El no cumplimiento de estas condiciones se manifiesta en el tamaño y en la forma exterior del cristal obtenido, pudiendo ser muy pequeños y/o deformes.

Las características de un cristal dependen de las condiciones en que se realiza la cristalización.

El tamaño de un cristal depende principalmente de la lentitud con que se ha constituido, o sea, de la posibilidad de que las partículas se ubiquen en la trama inicial que se ha formado.

La forma exterior de un cristal depende de cómo se adosan las celdas unidad. Entonces, para una misma estructura interna, la forma externa puede variar dentro de cierto número de posibilidades.

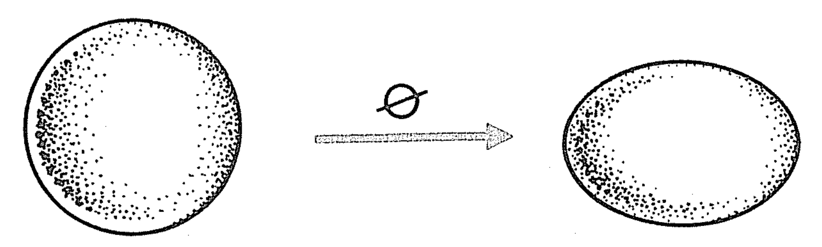
Rara vez se encuentra un espécimen perfecto y sólo una larga experiencia permite reconstruir el cristal tipo, a partir de un fragmento.

Los cristales suelen ser impuros y sus impurezas, a veces, son responsables del color que presentan. Así, el rojo del rubí se debe al cromo, el azul del zafiro al titanio, pero ambos (rubí y zafiro) están formados por un óxido de aluminio incoloro, llamado corindón.

3.1.6. ¿Qué es la anisotropía?

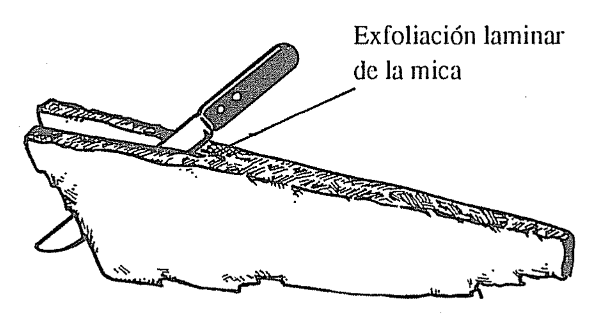
El estudio de las propiedades de los cristales presenta particularidades tales como:

a) Si se calienta una esfera de cuarzo, su volumen se incrementa de modo desigual, adoptando una forma elipsoide:



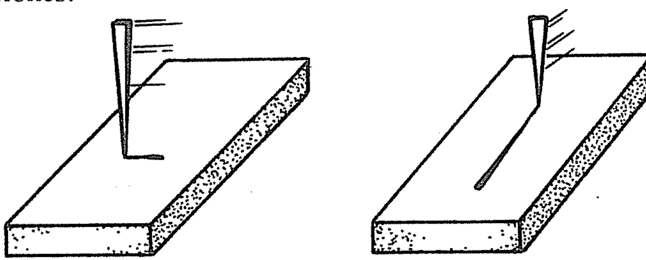
Esto indica que la **dilatación** es diferente según la dirección que se considere.

b) La mica se fragmenta fácilmente en hojas cada vez más delgadas por incisión con una navaja. Esta **exfoliación** sólo se produce en determinadas direcciones.



En general, los minerales cristalinos se dejan cortar o romper más fácilmente en determinadas direcciones que en otras. Esta característica se denomina **clivaje** y es tenida en cuenta para el tallado de los diamantes.

c) Un bloque de yeso cristalizado se raya con más facilidad en ciertas direcciones:

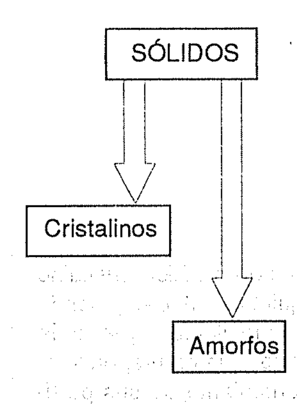


Esto demuestra que la **dureza** es diferente según las direcciones y planos en que se experimente.

d) Otras propiedades, tales como el brillo, la refracción de la luz, etcétera, también son distintas en unas direcciones que en otras.
Esta característica de los cristales, el hecho de que sus propiedades varíen según la dirección en que se los considera, recibe el nombre de **anisotropía.**

Cuando un sólido cristalino se quiebra lo hace siguiendo un plano, llamado **plano de clivaje**, que corresponde al ordenamiento de sus partículas constituyentes.

Anisotropía
Del griego:
ánisos=desigual;
trópos=dirección.



3.2. Los sólidos

En el lenguaje habitual se entiende por sólido a todo cuerpo que presenta volumen y forma propia. El análisis de estos cuerpos permite establecer la siguiente diferencia:

a) Algunos presentan sus partículas elementales (átomos, moléculas o iones) ordenadas en estructuras geométricas regulares, tal como se ha señalado en los cristales. Se consideran sólidos propiamente dichos, recibiendo la denominación de **sólidos cristalinos.**
Son ejemplos de estos sólidos las sales minerales, los metales, muchos compuestos orgánicos (azúcar de caña, colesterol, ácido úrico, etcétera).

b) Otros muestran sus moléculas constituyentes desordenadas o con sólo un ordenamiento parcial y se los considera **líquidos sobreenfriados**. Estos pseudosólidos se denominan **sólidos amorfos** o **vítreos**. Entre ellos podemos mencionar el vidrio, las resinas, los plásticos, el caucho, el azufre, el fósforo rojo, las parafinas, el lacre, el asfalto, etcétera. En sentido estricto, actualmente se entiende por sólido únicamente a los sólidos cristalinos.

3.2.1. Características de los sólidos cristalinos

Los sólidos cristalinos se caracterizan por:

a) Presentar una regularidad completa en la distribución de las partículas elementales que los constituyen.

b) Ser rígidos, no deformables fácilmente.

c) Tener un punto de fusión definido.

d) Presentar el fenómeno de la **anisotropía.**

El azúcar y la sal de mesa son ejemplos de **sólidos cristalinos.**

3.2.2. Características de los sólidos amorfos

Los sólidos amorfos presentan las siguientes características:

a) Las partículas elementales que los constituyen se encuentran desordenadas.

b) No tienen un punto de fusión definido. El calor los va ablandando y pasan paulatinamente al estado líquido.

c) Son **isótropos**, es decir, sus propiedades son iguales en todas las direcciones.

d) Generalmente, se deforman con relativa facilidad.

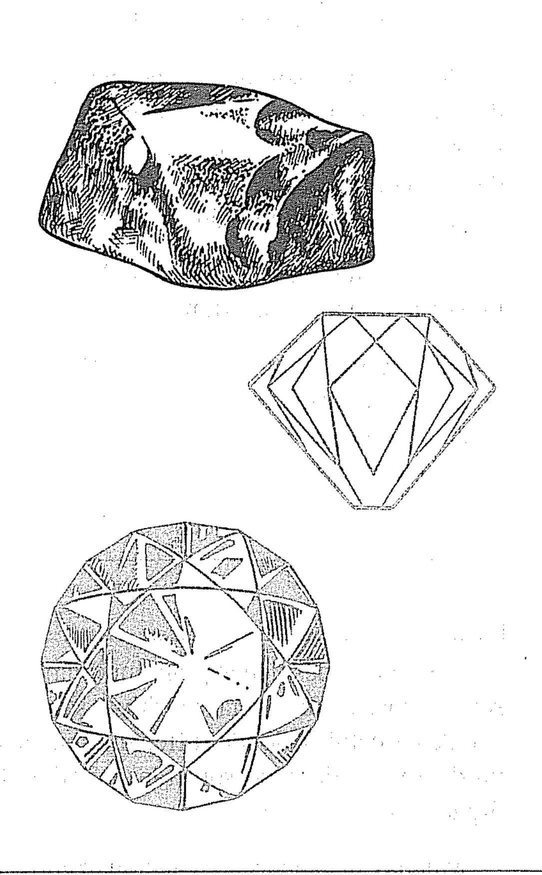
Entre los **sólidos amorfos** se encuentran los plásticos y el vidrio.

LECTURA COMPLEMENTARIA

EL DIAMANTE

Uno de los hechos más curiosos establecidos por la Química es la completa identidad del diamante con el carbón. En efecto, el diamante no es más que carbón puro y cristalizado.

El diamante es el más duro de todos los cuerpos y sólo se lo puede trabajar con sus propios polvos. El corte de los diamantes es un descubrimiento del siglo XV, atribuido a un flamenco llamado Bergem, que regaló a Carlos el Temerario el primer diamante tallado. Se empieza por desbastarle, quitándole las astillas o cascos, según la dirección de sus facetas naturales, y se concluye la talla limándolo con sus propios polvos.



Se da el nombre de **brillantes** a los diamantes tallados de modo que presenten doble punta, engarzados en un anillo que les deja atravesar completamente por la luz. Se llama **rosas** a los diamantes que no tienen doble punta y están llanamente engarzados en una chapa.

La luz, reflejando en el diamante, produce luces más vivas en los brillantes que en los rosas.

Ordinariamente el diamante no tiene color, pero hay, sin embargo, unos que son negros o amarillos, llamados **jacintos**, y otros muy buscados que son verdes o de color de rosa. Los diamantes tienen tanto más valor cuanto más gruesos son y están más exentos de rayas o grietas interiores, cuantas más hermosas aguas tienen y cuando, gracias a su corte, despiden luces brillantes.

Se los encuentra en las arenas de ciertos arroyos de la India, pero sobre todo en el Transvaal (África del Sur), en el Brasil y en los montes Urales.

Está siempre envuelto en una capa terrosa llamada **ganga** o matriz, que hace muy difícil distinguirlo de los demás guijarros. Se desvían las corrientes de agua, se apartan las arenas y se las lava en tablas inclinadas que tienen ranuras transversales, o bien sobre pieles provistas de sus pelos. Los diamantes detenidos en las ranuras o en los pelos, son despojados de su capa terrosa por medio de un lavado.

El peso de los diamantes se cuenta por quilates y un quilate equivale a 212 miligramos. Un diamante tallado vale cuatro veces más que un diamante en bruto.

Por Garrigues y Boutet de Monvel.

4. LAS SOLUCIONES

El agua potable, el agua azucarada, la nafta, son sistemas homogéneos constituidos por dos o más sustancias miscibles entre sí, que se denominan **soluciones.**

SOLUCIONES → SOLUTO
SOLUCIONES → SOLVENTE

El agua potable está constituida por agua, sales y gases; el agua azucarada por agua y azúcar; la nafta por distintos hidrocarburos. Entonces estos sistemas son fraccionables.

En las soluciones, la sustancia que se encuentra en mayor proporción se llama **solvente** o **disolvente**, mientras que la otra u otras sustancias que se encuentran en menor proporción se denominan **solutos.**

Así, al disolver cinco gramos de cloruro de sodio en cien gramos de agua, se tiene un sistema homogéneo fraccionable formado por dos sustancias, donde el cloruro de sodio es el soluto y el agua el solvente.

En algunos casos, en que hay cantidades iguales de los componentes de la solución, por ejemplo, cincuenta mililitros de etanol y cincuenta mililitros de agua, no se puede diferenciar el solvente del soluto. En realidad, son muy pocos estos casos en que las sustancias son solubles entre sí en cualquier proporción.

En las soluciones, el diámetro de las partículas del soluto no debe ser mayor a un nanómetro (nm).

El estado de agregación de una solución corresponde al estado del solvente. Así, al disolver 10 g de azúcar en 100 ml de agua, se obtiene una solución líquida, es decir, que la solución presenta el estado físico del agua, que es el solvente.

En consecuencia se puede establecer que:

> *Solución* es un sistema homogéneo fraccionable compuesto por dos o más sustancias miscibles entre sí.

Las soluciones tienen gran importancia en diversos procesos. En los seres vivos, las sustancias nutritivas sólo llegan disueltas hasta la intimidad de las células, donde sufren diferentes transformaciones. Luego, los productos de desecho son transportados, también disueltos, hasta los órganos de excreción.

> Las soluciones acuosas son las de mayor interés biológico, dado que el agua es el elemento predominante en los tejidos vivos.

Muchas sustancias no reaccionan entre sí en estado sólido, pero sí lo hacen cuando están disueltas en solventes apropiados.

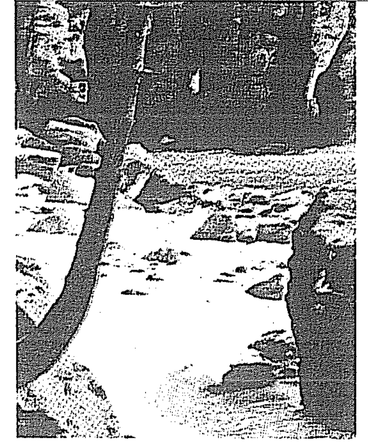
4.1. Disolventes más comunes

El disolvente por excelencia es el **agua**. La notable capacidad que tiene el agua para disolver sustancias hace que sea muy difícil encontrar-

la químicamente pura en la Naturaleza. Se puede afirmar que cualquier hilo de agua, charco, laguna, lago o mar es una solución acuosa de diversas sales. Puede disolver ácidos, bases, sales, azúcares, alcoholes, amoníaco, jabones, dióxido de carbono, etc. Si bien no disuelve a todas las sustancias se la denomina "solvente universal".

Otros disolventes de uso frecuente son el alcohol, la nafta, la acetona, el sulfuro de carbono, el éter, el cloroformo, etcétera, especialmente para disolver aquellas sustancias que no son solubles en agua, como los aceites y las grasas.

En el siguiente cuadro se exponen los disolventes más comunes y las sustancias que pueden disolver:

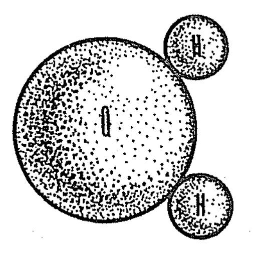

El agua es considerada el disolvente universal.

DISOLVENTES	Sustancias que disuelven
Agua	Ácidos, bases, sales, azúcares, alcoholes, amoníaco, CO_2, etc.
Alcohol etílico	Esencias, colorantes, medicamentos, barnices, yodo, etc.
Acetona	Ceras, resinas, celulosa, grasas, aceites, etc.
Éter etílico	Grasas, ceras, resinas, aceites, etc.
Kerosene	Pinturas, barnices, aceites, grasas, etc.
Nafta	Pinturas, barnices, aceites, grasas, etc.
Sulfuro de carbono	Azufre, etc.

4.1.1. El caso del agua

El agua es un solvente polar, pues la molécula de agua es un dipolo: el oxígeno (muy electronegativo) atrae más que el hidrógeno los pares de electrones que comparten, originando una distribución desigual de las cargas eléctricas. Los electrones compartidos permanecen más tiempo cerca del núcleo del oxígeno que del núcleo del hidrógeno. En consecuencia, el oxígeno adquiere cierta carga eléctrica negativa (—) y el hidrógeno carga positiva (+). Por eso la denominación de molécula **dipolo**, que puede representarse así:

(− +)



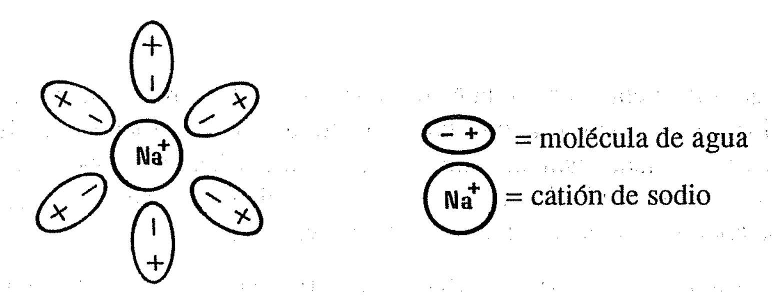
Molécula de agua

4.2. Soluciones iónicas

La estructura polar de la molécula de agua explica que disuelva con relativa facilidad a muchos compuestos iónicos, como el cloruro de sodio (NaCl).

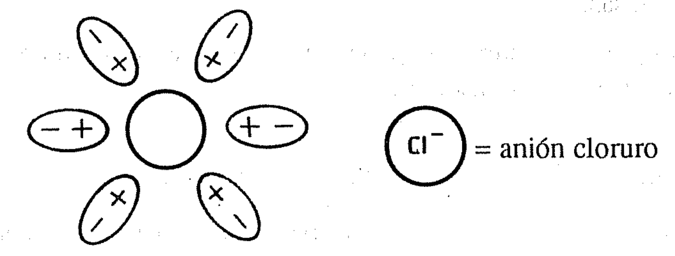
Las moléculas polares del agua atraen fuertemente a los iones que forman el cloruro de sodio (Na^+ y Cl^-).

Los cationes de sodio (Na^+) quedan rodeados por la parte negativa de las moléculas de agua, formando los denominados **iones hidratados**:

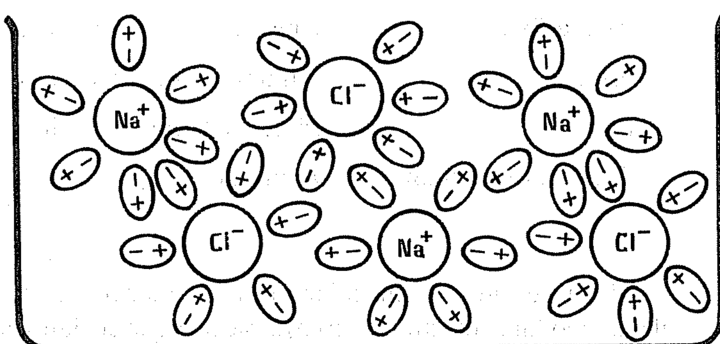


Las **sales minerales**, por ser compuestos iónicos, generalmente son solubles en agua.

Por su parte, los aniones cloruro (Cl^-) son atraídos por la parte positiva de las moléculas de agua, originando también iones hidratados:



De esta forma, los iones que constituyen la sal se van intercalando entre las moléculas de agua formando una solución, que podemos esquematizar así:



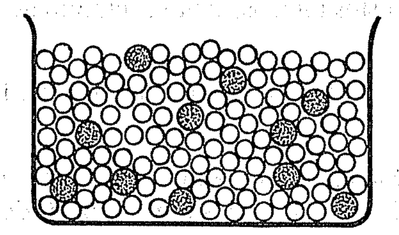
Las **soluciones iónicas** son eléctricamente neutras, porque tienen igual número de cationes y aniones hidratados.

Este tipo de soluciones que presentan iones y conducen la corriente eléctrica reciben la denominación de **soluciones iónicas**.

4.3. Soluciones moleculares

Ciertas sustancias, como el azúcar, cuyas moléculas son covalentes polares, no se disocian en iones al disolverse en agua, sino que conservan su estructura molecular.

En forma esquemática:



○ = molécula de agua

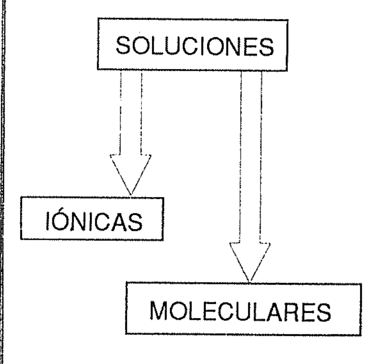
● = molécula de azúcar

Estas soluciones, en que el soluto se divide hasta el nivel de moléculas y que no conducen la corriente eléctrica se denominan **soluciones moleculares.**

En consecuencia las soluciones se pueden clasificar en:

a) **Soluciones iónicas**: son aquellas en que el soluto está disociado en iones.

b) **Soluciones moleculares:** son aquellas en que las moléculas del soluto se dispersan en el seno del disolvente, sin experimentar disociación iónica.



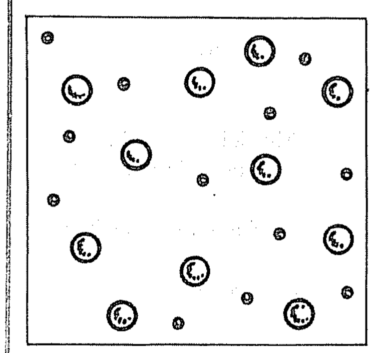
4.4. ¿Cuáles son los tipos de soluciones?

Al hacer referencia a las soluciones, generalmente, se piensa en una sustancia sólida que está disuelta en otra líquida, como azúcar en agua. Sin embargo, tanto el soluto como el solvente pueden encontrarse en cualquiera de sus estados de agregación, observándose diferentes tipos de soluciones:

SOLUTO	SOLVENTE	Ejemplos
Gas	Gas	Aire (O_2, CO_2, etc., en N_2)
Gas	Líquido	Soda (CO_2 en agua)
Gas	Sólido	CO_2 en carbón
Líquido	Gas	Niebla
Líquido	Líquido	Alcohol en agua
Líquido	Sólido	Amalgama (mercurio en oro)
Sólido	Gas	Smog
Sólido	Líquido	Sal en agua
Sólido	Sólido	Aleaciones (Bronce = cobre en estaño. Latón = Cu en Zn)

A continuación se señalan las principales características de las soluciones más comunes:

a) **Solución de gas en gas:** Las moléculas de los gases están en continuo movimiento de traslación. Al ponerse en contacto dos gases, que no reaccionan entre sí, las moléculas de uno de ellos se difunden entre las moléculas del otro hasta formar un sistema homogéneo. Esto lo podemos observar cuando el humo se difunde en el aire formando una sola fase.

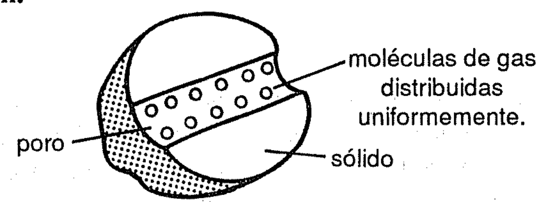


⊕ = molécula de hidrógeno
Ⓞ = molécula de oxígeno.
Solución de gas en gas.

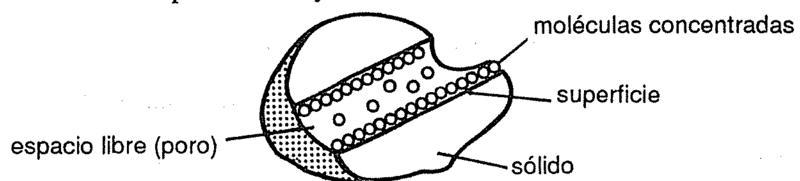
b) **Solución de gas en líquido**: Cuando se pone en contacto un gas con un líquido, las moléculas del gas difunden entre las del líquido, originando una solución. Así, los gases que constituyen el aire se disuelven en el agua. (El sabor del agua potable se debe en buena parte al CO_2 que hay disuelto en ella.)

c) **Solución de gas en sólido**: Las moléculas de los gases al ponerse en contacto con un sólido poroso (carbón, alúmina, gel de sílice) pueden distribuirse de dos maneras diferentes:

- uniformemente dentro de los poros del sólido, lo cual se denomina **absorción.**



- más concentradas en la superficie del sólido que en el espacio libre de los poros, en cuyo caso se llama **adsorción**:



La cantidad de gas adsorbido depende de la naturaleza de dicho gas y del sólido. Así, el platino, cobre y níquel, convenientemente preparados, adsorben cantidades apreciables de hidrógeno.



Las máscaras antigases tienen carbón activado que **adsorbe** los gases tóxicos que hay en el aire.

d) **Solución de líquido en líquido**: Las moléculas de los líquidos presentan movimientos de traslación más limitados que los gases, por lo cual disminuyen sus posibilidades de difusión.

En la solubilidad de los líquidos se presentan tres casos diferentes:

- **Líquidos miscibles en todas las proporciones**: Esto sucede entre líquidos químicamente similares, como alcohol y agua, clorobenceno y bromobenceno, etcétera.
- **Líquidos parcialmente miscibles:** Sólo presentan una solubilidad reducida, como ocurre con el éter y el agua.
- **Líquidos no miscibles o inmiscibles**: Ninguna de las moléculas de uno de los líquidos difunde en el otro, como es el caso del mercurio y el agua.

LÍQUIDOS
— Miscibles en todas las proporciones. — Parcialmente miscibles. — Inmiscibles.

e) **Solución de sólido en líquido**: Al ponerse en contacto un sólido soluble en un determinado líquido, las fuerzas de cohesión intermole-

culares de dicho sólido se debilitan y el cristal, capa a capa, va desapareciendo en el seno del líquido. Al mismo tiempo, crecen las fuerzas de expansión de sus moléculas, determinando movimientos de traslación que permiten que se distribuya uniformemente en el disolvente. Este fenómeno de difusión es similar al que ocurre entre líquidos miscibles y entre gases, aunque más lento.

Dentro del solvente, el sólido llega al límite de su división física, que puede ser: la molécula, en el caso de sustancias covalentes, o los iones, cuando se trata de compuestos iónicos. Así, se originan soluciones moleculares o iónicas, respectivamente.

Las soluciones acuosas de **sulfato de cobre** son utilizadas en las piletas de natación por sus propiedades **funguicidas** y **germicidas**.

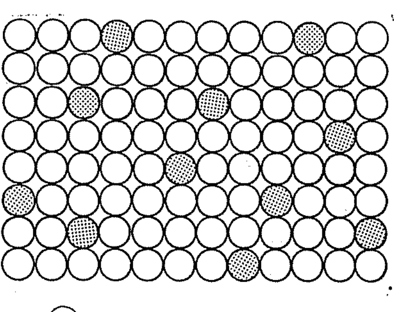
Se ha observado que cuando el soluto está más finamente dividido, más rápidamente se disuelve porque es mucho mayor la superfice de contacto con el disolvente. Asimismo, el hecho de revolverlo acelera el proceso de disolución y generalmente ocurre lo mismo si además se aumenta la temperatura. Entonces:

La rapidez de disolución de un sólido en un líquido depende de su grado de división, la agitación y la temperatura.

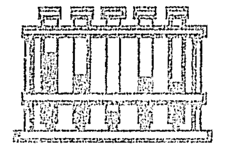
f) **Solución de sólido en sólido**: Cuando dos metales se funden se forma una solución que recibe el nombre de **aleación**. Así, se obtiene el bronce (cobre, estaño, cinc), latón (cobre, cinc), etcétera.

g) **Solución de líquido en sólido**: No son frecuentes, pero algunas soluciones de líquidos en sólidos son muy importantes, como en las **amalgamas**. Resultan de la disolución de mercurio en otros metales: plata, oro, cobre, cinc, potasio, magnesio.

Las amalgamas son aleaciones en las que interviene el mercurio.



Solución de sólido en sólido.



TRABAJO PRÁCTICO

SOLUCIONES DILUIDAS, CONCENTRADAS Y SATURADAS

Objetivos:

- Clasificar las soluciones según la relación entre las masas del soluto y del solvente.

Materiales:

1 mortero con pilón.

6 tubos de ensayo de igual diámetro y con tapón de goma.

1 pipeta de 10 ml.

1 cucharita.

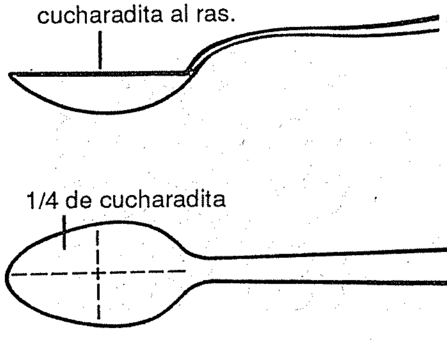
1 gradilla.

- Sulfato de cobre (II).
- Agua destilada.
- Lápiz fibra.
- Repasador.

Procedimiento:

1) —Coloque unas 10 cucharaditas de cristales de sulfato de cobre (II) en el mortero y proceda a pulverizarlos con el pilón.

—Numere los tubos de ensayo del 1 al 6.



—Vierta 10 ml de agua en cada uno de los tubos de ensayo.

—Agregue sulfato de cobre (II) del siguiente modo:

- tubo N° 1: una pizca.
- tubo N° 2: un cuarto de cucharadita al ras.
- tubo N° 3: media cucharadita al ras.
- tubo N° 4: una cucharadita al ras.
- tubo N° 5: dos cucharaditas al ras.
- tubo N° 6: cuatro cucharaditas al ras.

—Tape los tubos con su tapón de goma y agítelos enérgicamente durante algunos minutos.

—Compare las intensidades de color y señale cómo varían: ....

....

....

2) Responda:

a) ¿En qué tubos se tienen sistemas:

- homogéneos?: ....
- heterogéneos?: ....

b) ¿Cómo varía la intensidad de color en los sistemas homogéneos?: .....

....

c) ¿Cuáles son las fases en los sistemas heterogéneos?: ....

....

d) ¿Por qué hay sedimento en los sistemas heterogéneos?: ....

....

e) ¿Cómo es la intensidad del color en los sistemas heterogéneos?: ....

.... ¿por qué? ....

3) Cuando se disuelve la mayor cantidad posible de soluto en una determinada cantidad de solvente a cierta temperatura, se obtiene una **solución saturada.**

a) ¿En qué tubos tiene soluciones saturadas de sulfato de cobre (II) en agua?: ....

b) ¿Qué es lo que le permite asegurar esta deducción?: ....

....

c) ¿En qué tubos tiene soluciones no saturadas?: ....

....

4) Entre las soluciones no saturadas se pueden distinguir dos clases:

a) aquellas que contienen poca cantidad de soluto con relación a la cantidad de solvente y que se denominan **soluciones diluidas**.

b) aquellas que presentan una masa mayor de soluto, pero sin llegar a la saturación y que reciben el nombre de **soluciones concentradas**.

En consecuencia, indique en qué tubos se encuentran:

- soluciones diluidas: ....
- soluciones concentradas: ....

Conclusiones:

1) ¿Cómo se pueden clasificar las soluciones?: ....

....

....

2) Defina:

a) solución saturada: ....

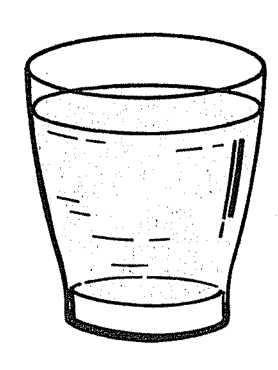
....

b) solución concentrada: ....

....

c) solución diluida: ....

....



El agua potable puede considerarse una solución diluida de sales minerales.

4.5. Clases de soluciones

La relación entre las masas del soluto y del solvente permite establecer diferentes clases de soluciones:

a) Cuando la masa del soluto es muy pequeña con relación a la masa de disolvente, se tiene una **solución diluida**. Como ejemplo de esta clase de soluciones, se pueden señalar aquellas que contienen unos pocos gramos de cloruro de sodio en 100 ml de agua.

b) En otros casos, la masa del soluto es elevada con respecto a la del solvente; entonces se donomina **solución concentrada**. Un ejemplo lo constituye una solución formada por 30 g de cloruro de sodio en 100 ml de agua.
Las soluciones diluidas y concentradas son **soluciones no saturadas.**

c) Si a una cierta temperatura, se disuelve el máximo posible de soluto en la cantidad de solvente de que se dispone, se obtiene una **solución saturada.**
Así, en 100 g de agua a 20 °C se pueden disolver como máximo 36 g de cloruro de sodio. Si se agrega más sal, ésta no se solubiliza y forma un sedimento en el fondo del recipiente.
La presencia de sedimento en una solución asegura que está saturada, pues indica que el soluto ya no puede disolverse.

> **Solución saturada**
> Es aquella que contiene el máximo de soluto que se disuelve en una determinada cantidad de solvente, a cierta temperatura.

d) En determinadas condiciones puede lograrse la disolución de una cantidad mayor de soluto, que la correspondiente a la saturación, en cuyo caso se llaman **soluciones sobresaturadas.**
Esta clase de soluciones son muy inestables y generalmente se obtienen por enfriamiento lento de soluciones saturadas.
Las soluciones saturadas de nitrato de potasio contienen, por cada 100 g de agua, 31,6 g de sal a 20 °C y 85,9 g a 50 °C. Si a una solución saturada de nitrato de potasio, a 50 °C, se la deja enfriar lentamente y en reposo hasta 20 °C, los 85,9 g quedan disueltos. Esto significa que, a 20 °C, hay disuelta una masa mayor de nitrato de potasio que lo que corresponde a esa temperatura. Es una solución sobresaturada. Si a esta solución se la agita con una varilla de vidrio o se le agregan algunos cristales de nitrato de potasio, el exceso de sal precipita y sólo quedan disueltos 31,6 g de esa sal, es decir, que se convierte en una solución saturada. Esto indica que las soluciones sobresaturadas son inestables y fácilmente se transforman en soluciones saturadas.

> **SOLUCIONES**
>
> —NO SATURADAS:
> Diluidas
> Concentradas
>
> —SATURADAS
>
> —SOBRESATURADAS

En síntesis:

> Las soluciones se clasifican en soluciones no saturadas (diluidas o concentradas), saturadas y sobresaturadas.

Esta clasificación tiene utilidad práctica, pero es poco precisa, por lo cual, en ciertos casos, es necesario establecer relaciones cuantitativas, como se verá más adelante.

4.6. Solubilidad de las sustancias

Las sustancias pueden ser muy solubles, solubles, poco solubles o insolubles en un solvente (agua) y comportarse de modo diferente con otro solvente (nafta).

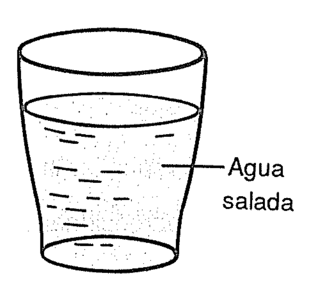
Por lo tanto, al referirse a la solubilidad de una sustancia es necesario señalar de qué solvente se trata. Así, decir "el cloruro de sodio es soluble" es una expresión incompleta; se debe aclarar "en agua", porque es insoluble en otros solventes como el queroseno.

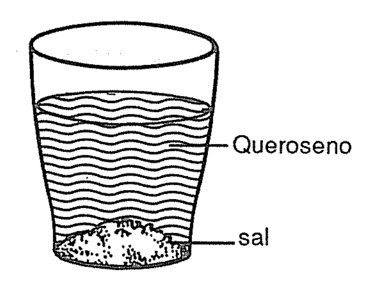
Las expresiones: muy soluble, poco soluble, etcétera, son útiles en algunas circunstancias, pero no en otras que requieren datos más precisos. Con este propósito, la solubilidad de una sustancia se indica **cuantitativamente** estableciendo la máxima cantidad de soluto que se disuelve en una determinada masa de solvente, a una cierta temperatura.

En consecuencia, se establece que:

> La *solubilidad de un soluto en un determinado solvente* es igual a la concentración de la solución saturada, a una cierta temperatura.

Habitualmente la solubilidad se expresa en gramos de soluto por cada 100 g de solvente.





La sal es soluble en agua e insoluble en queroseno.

4.6.1. Solubilidad de sólidos en líquidos

La solubilidad de las sustancias sólidas en otras depende, principalmente, de la naturaleza del soluto y del solvente y de la temperatura.

a) **Naturaleza del soluto y del solvente**: Existe una regla que establece: "similar disuelve a similar". Esto significa que los compuestos químicos que tienen estructura semejante se disuelven fácilmente entre sí. Así, el agua, cuyas moléculas son polares, resulta ser un buen disolvente de compuestos iónicos, como las sales y sustancias polares como el azúcar (sacarosa). Por el contrario, el agua no disuelve a compuestos de escasa o nula polaridad, como las grasas, aceites, nafta, queroseno, etcétera.
Por otra parte, los disolventes no polares como el hexano, disuelven a compuestos no polares, como el queroseno y el gasoil.

> La **solubilidad** depende de las interacciones moleculares entre soluto y solvente.

b) **Temperatura:** Es uno de los factores que más influyen en la solubilidad de las sustancias.
En general, la solubilidad de las sustancias aumenta con el incremento de la temperatura, aunque existen algunas excepciones, como el cloruro de sodio, que prácticamente no modifica su solubilidad en agua con la variación de la temperatura.
Para interpretar la influencia de la temperatura en la solubilidad de las sustancias, lo invitamos a realizar la siguiente actividad:

> El incremento de la temperatura aumenta la **energía cinética** de las moléculas en estado líquido.

ACTIVIDAD Nº 1

Objetivos:

- Reconocer la influencia de la temperatura en la solubilidad de las sustancias.
- Confeccionar gráficos de curvas.

Procedimiento:

1) En base a la siguiente tabla:

Tabla A: Solubilidad del $KClO_3$

Temperatura (°C)	**Masa (g)**
0	3,4
20	7,4
40	14,0
60	24,5
80	38,5
100	57,0

Solubilidad = gramos de $KClO_3$ por cada 100 gramos de agua.

a) Confeccione el gráfico de curva correspondiente:

b) Anote su interpretación:

....

....

c) En base al gráfico de curva confeccionado, indique:

- ¿Cuál es la masa de sal que se disuelve en 100 g de agua, a la temperatura de 10°C?: ....

....

- ¿Cuántos gramos de $KClO_3$ se disuelven en 25 g de agua a 50 °C?: ....

....

....

R.: ....

2) Teniendo en cuenta la siguiente tabla:

Tabla B: Variación de la solubilidad con la temperatura

Temperatura (°C)		**0**	**20**	**40**	**60**	**80**	**100**
Solubilidad (g de sal/100 g de agua)	NH_4Cl	29,4	37,2	30,6	39,1	48,2	57,1
	$NaCl$	35,7	36,0	36,6	37,3	38,4	39,8
	Na_2SO_4	5,0	19,4	48,8	45,3	43,7	42,5

a) Sobre los mismos ejes de coordenadas, trace las curvas correspondientes a la variación de la solubilidad de cada una de las sales con relación a la temperatura. Utilice un color diferente para cada una de ellas.

b) Responda:

- ¿En qué sales la solubilidad varía mucho con la temperatura?: ....

  ....

- ¿En qué sales la temperatura tiene poca influencia sobre la solubilidad?: ....

  ....

- ¿Qué sucede en el caso del sulfato de sodio?: ....

  ....

Conclusiones:

....

....

4.6.2. Solubilidad de líquidos en líquidos

La solubilidad de un líquido A (soluto) en otro B (solvente) depende de: a) las atracciones de las moléculas del líquido A entre sí; b) las atracciones de las moléculas del líquido B entre sí; c) las atracciones entre las moléculas del líquido A con las del líquido B.

Regla general
Similar disuelve a similar.

Como consecuencia de estas interacciones moleculares resultan : a) líquidos miscibles entre sí en todas las proporciones; b) líquidos parcialmente miscibles entre sí, y c) líquidos no miscibles (inmiscibles) entre sí.

También, la temperatura influye en la disolución de un líquido en otro. Generalmente, el incremento de la temperatura produce un aumento de la energía cinética de las moléculas y espacios intermoleculares más grandes, facilitando la difusión de los líquidos entre sí.

Entonces:

La solubilidad de un líquido en otro líquido depende de la naturaleza del soluto y del solvente y de la temperatura.

4.6.3. Solubilidad de gases en líquidos

En general, los gases son poco solubles en solventes líquidos.

La cantidad de gas que se disuelve en un líquido depende de:

a) **La presión del gas:** Cuanto mayor es la presión del gas, mayor es la cantidad que se disuelve en un líquido. Así, a 175 torr de presión se disuelven 0,000307 mol de O_2 en un litro de agua, mientras que a 610 torr la cantidad disuelta se incrementa a 0,001000 mol de O_2 por cada litro de agua.

b) **La temperatura**: Al aumentar la temperatura disminuye la masa de gas que se disuelve. A modo de ejemplo:

En las **bebidas gaseosas**, la presión de CO_2 es elevada. Al abrir la botella, disminuye la presión y se forman burbujas que escapan del líquido.

Solubilidad del CO_2 en agua

Temperatura (°C)	Solubilidad (mol/L)
0	0,0765
10	0,0533
25	0,0343
50	0,0194

c) **La naturaleza del gas y del líquido**: La solubilidad de un gas varía de un líquido a otro. Esto está determinado por las interacciones moleculares entre el soluto y el solvente, de modo similar a lo expresado en los casos de solubilidad antes señalados (sólido en líquido y líquido en líquido).

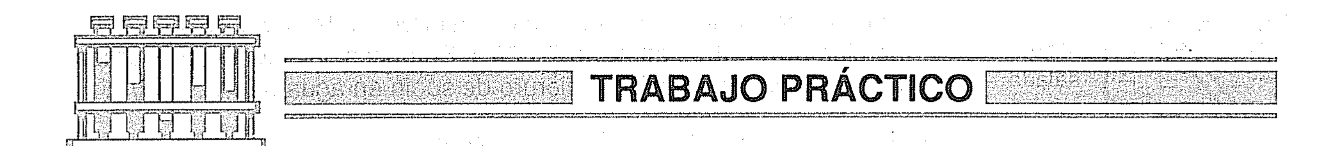
En general, los gases son más solubles en medios ácidos o básicos que en medios neutros.

El **oxígeno** es poco soluble en el agua, lo cual es un inconveniente para la respiración de los organismos acuáticos.

4.7. Concentración de las soluciones

Las soluciones pueden estar constituidas por diferentes cantidades de soluto con relación a una determinada masa de solvente o de solución. Así, podemos tener disueltos 1, 5, 10, 20, 30 hasta 36 g de cloruro de sodio en 100 g de agua a 20 °C. Esto se conoce como **concentración de la solución** y se puede definir del siguiente modo:

La *concentración de una solución* es la cantidad de soluto que está disuelto en una determinada masa o volumen de solvente o de solución.



COMPOSICIÓN DE LAS SOLUCIONES

Objetivo:

- Expresar en forma cuantitativa la composición de una solución.

Materiales:

1 vaso de precipitado de 250 ml

1 vaso de precipitado de 50 ml

1 probeta de 250 ml

1 probeta de 50 ml

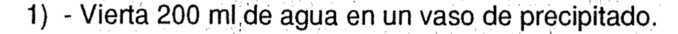
1 balanza

1 varilla de vidrio

1 repasador

- Cloruro de sodio
- Agua destilada
- Alcohol etílico (etanol)

Procedimiento:

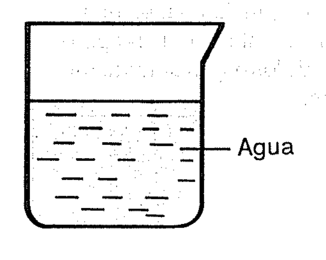


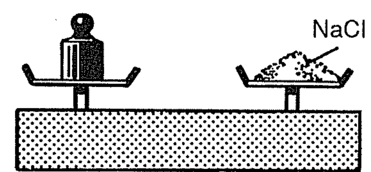
1) - Vierta 200 ml de agua en un vaso de precipitado.



- Pese 15 g de cloruro de sodio y disuelva en el agua contenida en el vaso de precipitado.

- Revuelva con la varilla hasta su completa disolución.





2) - Calcule:

a) ¿cuántos gramos de soluto hay por cada 100 g de solvente? (Téngase en cuenta que la densidad del agua es de 1 g/ml):

....

....

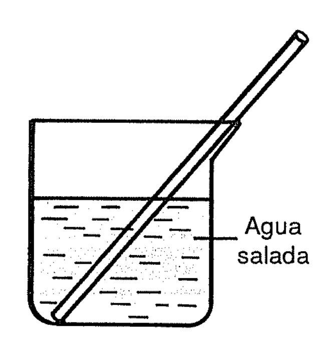
R.: ....

b) ¿cuántos gramos de soluto están disueltos en 100 g de solución?:

....

....

R.: ....



Esta última forma de expresar la concentración de una solución se denomina **porcentaje en peso (% P/P)**. Entonces, la solución preparada tiene una concentración de cloruro de sodio en agua de ......% P/P.

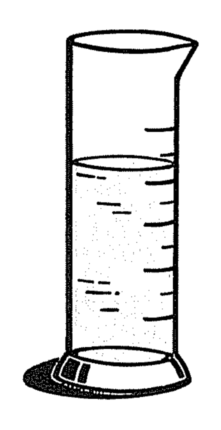
3) - Mida el volumen de la solución preparada: .... ml.

- Compare con el volumen de agua utilizada:

....

-¿A qué se debe la diferencia?: ....

....



4) -Calcule la composición de la solución preparada en gramos de soluto por cada 100 ml de solución:

....

....

....

R.:..

- Este modo de indicar la composición cuantitativa de una solución se llama **porcentaje en peso/volumen (% P/V)**. Entonces, la solución de cloruro de sodio en agua, antes preparada, tiene una concentración de ...... % P/V.

5) - Coloque 10 ml de etanol en un vaso de precipitado.

- Añada 25 ml de agua.

- Revuelva con una varilla.

- Calcule cuántos mililitros de etanol están disueltos en 100 ml de solución:

....

....

R.:..

- Esta manera de señalar la concentración de una solución recibe el nombre de **porcentaje en volumen (% V/V)**. Luego, la solución de etanol en agua recién preparada tiene una concentracion de .... % V/V.

Conclusiones:

- ¿En qué formas se han expresado las composiciones de las soluciones?:.....................................

....

....

....

4.7.1. ¿Cómo se expresa la concentración de una solución?

Para expresar la concentración de una solución existen diferentes formas, siendo las más comunes:

a) **Porcentaje en peso (%P/P)**: Establece la relación entre la masa de soluto por cada 100 gramos de solución. Así, si se disuelven 5 g de cloruro de potasio en 95 g de agua, se obtiene una solución de KCl en agua al 5% P/P.

b) **Porcentaje en peso/volumen (%P/V):** Indica la masa de soluto por cada 100 ml de solución (volumen). Es muy usada en soluciones de sólidos en líquidos.
Por ejemplo, una solución de azúcar en agua al 8% P/V, es aquella que contiene 8 g de azúcar por cada 100 ml de solución.

c) **Porcentaje en volumen (%V/V)**: Expresa los mililitros de soluto (volumen) contenidos en 100 ml de solución (volumen). Así, si se tienen 12 ml de etanol en 100 ml de solución acuosa, es una solución de etanol en agua al 12% V/V.

d) **Molaridad (M)**: Señala el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución.

La masa de un mol de ácido sulfúrico es de 98 g; luego, si se disuelve esa masa de ácido con agua hasta completar 1000 ml de solución, se obtiene una solución uno molar (1 M). Si la masa de ácido sulfúrico por cada litro de solución es de 196 g, la solución es dos molar (2 M), si la masa es de 49 g (medio mol) es una solución 0,5 M.

e) **Normalidad (N)**: Establece el número de equivalentes gramos disueltos en un litro de solución. Así, una solución 1 N de hidróxido de sodio en agua es aquella que contiene 1 Equivalente-gramo de Na(OH) en un litro de solución acuosa.

Equivalente-gramo de una base es la masa, en gramos, que resulta de dividir la masa de un mol de moléculas por el número de oxhidrilos que se liberan al ionizarse completamente. En el caso del Na(OH), el Equivalente-gramo es:

$$Eq\ (Na\,OH) = \frac{40\ g}{1} = 40\ g$$

En el hidróxido de calcio:

$$Eq\ \left(Ca\,(OH)_2\right) = \frac{74\ g}{2} = 37\ g.$$

MODOS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

- -Porcentaje en peso
- -Porcentaje en peso/volumen
- -Porcentaje en volumen
- -Molaridad
- -Normalidad

Equivalente- gramo de un ácido es la masa, en gramos, de ácido que resulta de dividir la masa de un mol de moléculas por el número de cationes H^+ que se liberan al ionizarse completamente. En el ácido nítrico:

$$Eq\ \left(HNO_3\right) = \frac{63\ g}{1} = 63\ g$$

En el ácido sulfúrico:

$$Eq\ \left(H_2SO_4\right) = \frac{98\ g}{2} = 49\ g.$$

Equivalente-gramo de una sal es la masa de sal que resulta de dividir la masa, en gramos, de un mol de moléculas por el número de cargas positivas que forman dicha sal. La masa de un mol de moléculas de $CaSO_4$ es de 136 g y el número de cargas positivas es de 2 (Ca^{2+}), luego :

$$Eq\ \left(CaSO_4\right) = \frac{136\ g}{2} = 68\ g.$$

En el caso del Na_2SO_4 la masa de un mol es de 142 g y el número de cargas positivas es también de dos (2 Na^+), entonces:

$$Eq\ \left(Na_2SO_4\right) = \frac{142\ g}{2} = 71\ g.$$

4.8. Propiedades de las soluciones

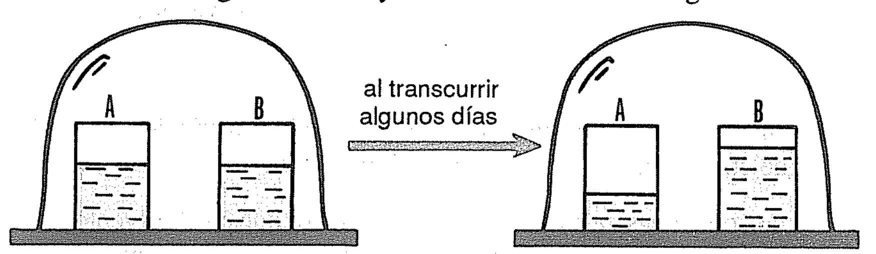
La observación experimental permite verificar cómo influye la adición de un soluto en las propiedades de un solvente:

a) Si se preparan una serie de soluciones de $CuSO_4$ de diferente concentración y luego se miden sus densidades con un densímetro, se observa que la densidad aumenta a medida que se incrementa la concentración del soluto. Por lo tanto, se llega a la conclusión de que: **La densidad de una solución es proporcional a la concentración del soluto.**

El agua salada sostiene más que el agua dulce, porque es mayor su densidad. Esto puede verificarse al nadar.

b) Si se observa la intensidad del color en las soluciones antes preparadas, se ve claramente que el color azul se incrementa a medida que aumenta la cantidad de sulfato de cobre disuelto en un mismo volumen de agua. Esto permite afirmar que: **La intensidad de color de una solución es propocional a la concentración del soluto.** (Recordar soluciones obtenidas en el Trabajo Práctico "Soluciones diluidas, concentradas y saturadas".)

c) Si se coloca un vaso de precipitado (A), con 100 ml de agua destilada, al lado de otro vaso (B) que contiene 100 ml de solución saturada de azúcar en agua y ambos se cubren con una campana de vidrio, después que transcurren algunos días, se observa que disminuye la cantidad de agua destilada y aumenta el volumen de agua azucarada.

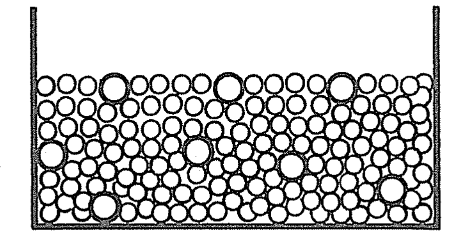


Esto indica que hay un pasaje de agua (en estado de vapor) desde el vaso A al vaso B. Este fenómeno se produce porque la tendencia de las moléculas a evaporarse (presión de vapor) es mayor en el agua pura que en la solución acuosa. Se ha comprobado que: **cuanto mayor es la concentración de partículas de soluto en una solución, mayor es la reducción de la presión de vapor.**

La disminución de la presión de vapor es proporcional al número de partículas del soluto.

4.8.1. Ley de Raoult

En las soluciones, las moléculas de un soluto no volátil, como el azúcar, se dispersan por toda la masa líquida, incluyendo también parte de la superficie libre:



O = molécula de solvente.

O = molécula de azúcar.

Fracción molar del soluto (Xs)

Número de moles de soluto dividido por el número total de moles de la solución.

$$X_s = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

n_1= número de moles de soluto
n_2= número de moles de solvente.

En consecuencia, el número de moléculas que se evaporan es menor que el disolvente puro y, por lo tanto, la presión de vapor de la solución también disminuye.

En 1887, el científico francés **Francois Marie Raoult** estableció la siguiente ley:

El descenso relativo de la presión de vapor de una solución, con respecto a la del disolvente puro, es igual a la fracción molar de soluto disuelto.

La expresión matemática de esta ley es:

$$\frac{P_o - P}{P_o} = X_s$$

P_o = Presión de vapor del disolvente puro.

P = Presión parcial del disolvente en la solución.

X_s = Fracción molar del soluto.

De donde se deduce:

$\Delta P = P_o \cdot X_s$ ΔP = Descenso de la presión de vapor ($P_o - P$).

Consecuencias de la ley de Raoult

La disminución de la presión de vapor produce variaciones en el punto de ebullición y en el punto de solidificación:

El **punto de ebullición** de las soluciones es más elevado que el del solvente puro.

a) En las soluciones, la presión de vapor es menor que en el solvente puro y, por lo tanto, es necesario elevar más la temperatura para que la presión de vapor iguale a la presión externa (presión atmosférica). Así, el agua pura hierve a 100°C a la presión normal (1.013 hPa), pero si se disuelve un mol de azúcar en un kilogramo de agua, el punto de ebullición aumenta a 100,52 °C. Este fenómeno se denomina **ascenso ebulloscópico (Δe).**
Igual incremento del punto de ebullición del agua se observa si, en un kilogramo de la misma, se disuelve un mol de moléculas o de iones de cualquier sustancia.

Entonces, se ha establecido que:

El aumento de la temperatura de ebullición de una solución es proporcional al número de moles de partículas (moléculas o iones) de soluto disueltos.

El incremento del punto de ebullición varía de un solvente a otro. En el agua es de 0,52 °C por cada mol de partículas de soluto disueltas en un kilogramo; en la acetona es de 1,73 °C. kg/mol; en la anilina de 3,69 °C . kg/mol. Por lo tanto:

El ascenso ebulloscópico depende de la naturaleza del disolvente.

b) El punto de congelación del agua pura es de 0 °C.
Sin embargo, si se disuelve azúcar, dicho punto de solidificación está por debajo de 0 °C. Este fenómeno ocurre en todas las soluciones, cualesquiera sean el solvente y el soluto no volátil que las formen, y se denomina **descenso crioscópico (Δc).**

Raoult dedujo que:

El descenso de la temperatura de solidificación de una solución es proporcional al número de moles de partículas de soluto disueltos.

Si se disuelve un mol de sacarosa en un kilogramo de agua, el punto de congelación disminuye a –1,856 °C. En el caso del benceno, el descenso de la temperatura de solidificación es de 5,07 °C por cada mol de partículas de soluto disueltas en un kilogramo. En consecuencia:

El descenso crioscópico depende de la naturaleza del solvente.

En suma:

Un kilogramo de agua, en el que hay disueltas $6{,}02.10^{23}$ partículas (moléculas o iones) de soluto, tiene un punto de ebullición 0,52 °C más alto que el agua pura y un punto de congelación 1,86 °C más bajo que ésta. Si en la misma cantidad de agua se disuelven el doble de partículas ($12{,}04.10^{23}$), también se duplican el ascenso ebulloscópico (1,04 °C) y el descenso crioscópico (3,72 °C).

El hecho de que el soluto esté formado por moléculas neutras (azúcar) o iones cargados eléctricamente (sal) prácticamente no influye en las variaciones, porque el efecto principal de esas partículas es disminuir la concentración de las moléculas de agua.

Entonces, las modificaciones de los puntos de ebullición y de solidificación no dependen de la naturaleza del soluto sino de su concentración.

Tanto el descenso crioscópico como el aumento ebulloscópico dependen de la naturaleza del solvente y de la concentración de las partículas del soluto.

Crioscopia
Del griego:
krýos = frío glacial
skopeín = observar

En las conservadoras de hielo se suelen colocar sachets congelados de agua salada para producir frío, aprovechando el descenso crioscópico.

4.8.2. Propiedades coligativas

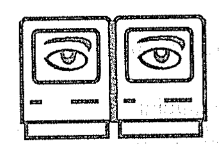
Entre las propiedades de las soluciones se pueden distinguir:

a) Algunas que están relacionadas con la naturaleza y la cantidad de soluto que presentan, tales como densidad, conductividad eléctrica, viscosidad, etc.

b) Otras que sólo dependen del número de partículas de soluto disueltas en una determinada masa de solvente, tales como disminución de la presión de vapor, descenso crioscópico, aumento ebulloscópico. Estas propiedades se denominan **coligativas.**

PROPIEDADES COLIGATIVAS

- Disminución de la presión de vapor
- Ascenso ebulloscópico
- Descenso crioscópico



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Marque con una X la respuesta correcta:

—Los cristales se caracterizan por presentar:

a) forma poliédrica | b) partículas desordenadas | c) punto de fusión indefinido | d) isotropía

—Los cristales formados por cationes y aniones son:

a) moleculares | b) metálicos | c) covalentes | d) iónicos

—Las condiciones adecuadas para la cristalización son:

a) espacio suficiente | b) temperatura constante | c) reposo total | d) todas las antes mencionadas.

—Los sólidos amorfos son aquellos que presentan:

a) partículas desordenadas | b) anisotropía | c) partículas ordenadas | d) punto de fusión definido

—Las soluciones son sistemas:

a) heterogéneos no fraccionables | b) homogéneos no fraccionables | c) homogéneos fraccionables | d) heterogéneos fraccionables

—El agua es un solvente:

a) homopolar | b) no polar | c) polar | d) iónico

—Cuando el soluto está disociado en iones se tiene una solución:

a) molecular | b) iónica | c) atómica | d) covalente

—Las aleaciones son soluciones de:

a) sólido en líquido | b) líquido en líquido | c) líquido en sólido | d) sólido en sólido

—Las soluciones que contienen el máximo de soluto que se disuelve, son:

a) diluidas | b) concentradas | c) saturadas | d) sobresaturadas

—La solubilidad de un sólido en un líquido depende de:

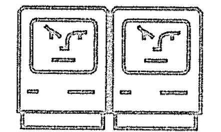
a) naturaleza del soluto y del solvente | b) presión atmosférica | c) tiempo y reposo | d) todos los factores indicados

—El descenso crioscópico significa:

a) aumento de la temperatura de solidificación | b) aumento de la temperatura de ebullición | c) disminución de la temperatura de solidificación | d) disminución de la temperatura de ebullición

—Las propiedades coligativas son:

a) aumento ebulloscópico | b) descenso crioscópico | c) reducción de la presión de vapor | d) todas las antes mencionadas



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes cuestiones, reflexione y luego responda:

a) Con relación a los cristales: ¿de qué depende principalmente:

—el tamaño?: ....

....

—la forma?: ....

....

b) ¿Cuál es la diferencia entre:

—isotropía y anisotropía?: ....

....

....

—sólidos cristalinos y sólidos amorfos?: ....

....

....

....

—soluciones iónicas y soluciones moleculares?. ....

....

....

—soluciones saturadas y soluciones no saturadas?: ....

....

....

c) ¿Qué se entiende por solubilidad de un soluto en un determinado solvente?: ....

....

....

d) ¿De qué depende la solubilidad de:

—un sólido en un líquido?: ....

....

—un líquido en otro líquido?: ....

....

—un gas en un líquido?: ....

....

e) ¿Qué se entiende por:

—concentración de una solución?: ....

....

—molaridad de una solución?: ....

....

—normalidad de una solución?: ....

....

f) Explique por qué es menor la presión de vapor de una solución que la del solvente puro: ....

....

....

....

2) Dispone de 1000 ml de solución de $CuSO_4$ al 15% P/V.

Si evapora dos volúmenes (V_1 = 20 ml y V_2 = 40 ml).

a) ¿Cuáles son las masas (m_1 y m_2) que contienen cada uno de ellos?:

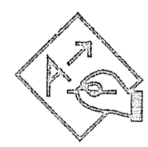
R = ...

b) Establezca las relaciones:

$$\frac{V_1}{V_2} = \ldots\ldots\ldots \qquad\qquad \frac{m_1}{m_2} = \ldots\ldots\ldots$$

c) ¿Qué relación encuentra entre masa de soluto y volumen de solución?: ....

....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Marque con una X las que considera como respuestas correctas:

a) El cloruro de sodio, por ser un sólido cristalino, se caracteriza por:

- tener como celda unidad al cubo.
- presentar estructura cristalina molecular.
- formar cristales atómicos.
- cristalizar en el sistema cúbico.
- presentar sus iones distribuidos regularmente.
- tener punto de fusión indefinido.
- deformarse con relativa facilidad.

b) El vidrio, por ser un sólido amorfo, se caracteriza por:

- tener estructura cristalina iónica.
- cristalizar en el sistema hexagonal.
- presentar sus moléculas distribuidas en forma desordenada.
- tener punto de fusión indefinido.
- formar cristales moleculares.
- ser isótropo.
- deformarse con relativa facilidad.

2) Una, mediante una flecha, cada tipo de solución con el ejemplo que le corresponde:

Tipos de soluciones	**Ejemplos**
• Gas en gas	• Oxígeno en agua
• Gas en líquido	• Aceite en nafta
• Gas en sólido	• Mercurio en cobre
• Líquido en gas	• Azúcar en agua
• Líquido en líquido	• Hidrógeno en oxígeno
• Líquido en sólido	• Hidrógeno en platino
• Sólido en gas	• Estaño en cinc
• Sólido en líquido	
• Sólido en sólido	

3) Lea atentamente las siguientes afirmaciones. Cuando las considere correctas encierre con un círculo la "V"; en caso contrario, marque de igual modo la "F".

- El gas oxígeno difunde en el gas nitrógeno formando una solución gaseosa. V F
- El fenómeno de adsorción es igual al fenómeno de absorción. V F
- Al aumentar la temperatura se incrementa la solubilidad del gas CO_2 en el agua. V F
- El agua salada tiene un p.e. mayor que el agua destilada. V F
- La temperatura no influye en la solubilidad del etanol en el agua. V F
- El descenso crioscópico es mayor en las soluciones diluidas que en las concentradas. V F
- Las soluciones sobresaturadas de sulfato de cobre son inestables. V F
- La molaridad de una solución es una expresión cuantitativa de la concentración de las soluciones. V F

4) Sabiendo que una solución acuosa contiene 58 g de Na_2SO_4 en 700 ml de solución:

a) Indique cuál es el soluto y cuál el solvente: ....

....

b) Calcule cuál es su concentración en porcentaje en peso/volumen (% P/V):

R.: ....

c) Exprese su molaridad:

R.: ....

d) Señale cuál es su normalidad:

R.: ....

5) ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se necesitan para preparar 5 litros de:

a) solución 2 molar (2M)?:

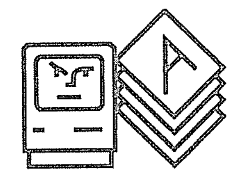
R.: ....

b) solución 2 normal (2N)?:

R.: ....

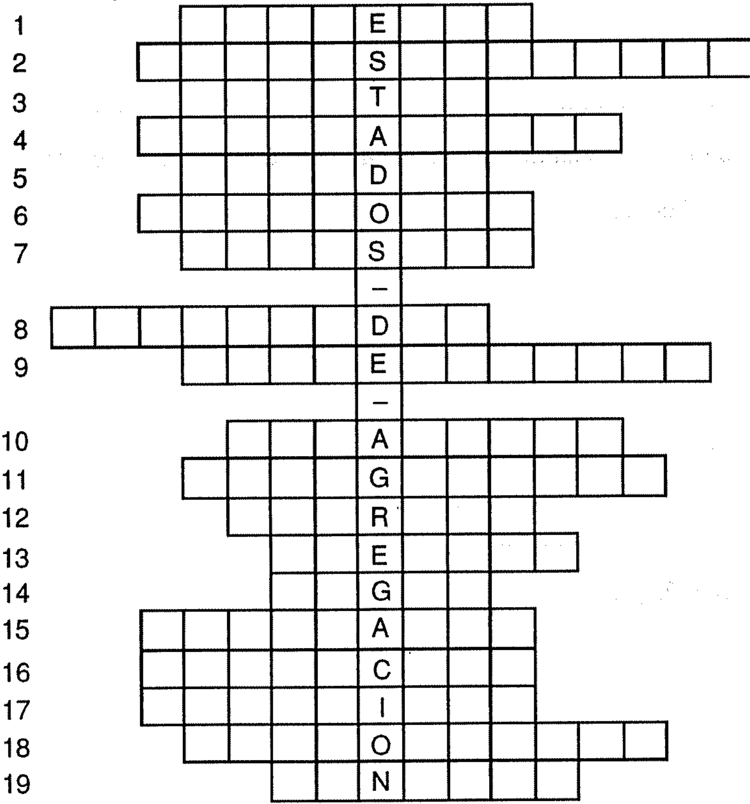
6) Si se evaporan 30 ml de una solución acuosa de NaCl al 15 % P/V: ¿cuántos gramos de sal se obtienen?:

R.: ....



ACTIVIDADES DE INTEGRACIÓN

1) Resuelva el siguiente acertigrama:Todas las incógnitas se relacionan con **Los estados de agregación y las soluciones.** Las palabras verticales están incluidas en los términos a descubrir y sirven de guía para encontrar la respuesta correcta.



Referencias:

1. Componente de las soluciones que se encuentra en mayor proporción.
2. Una de las propiedades características de los gases.
3. Cuerpo mineral que presenta forma poliédrica, limitado por caras planas, aristas rectas y vértices puntuales.
4. Comportamiento de los líquidos en los tubos capilares.
5. Denominación común a gases y líquidos.
6. Uno de los sistemas cristalinos.
7. Fenómeno común a gases y líquidos.
8. Resistencia de líquidos y gases al movimiento.
9. Una de las clases de soluciones.
10. Nombre de los cristales que forman los metales.
11. Propiedades que dependen del número de partículas de soluto disueltas en una determinada masa de solvente.
12. Sólidos cuyas partículas elementales están desordenadas.
13. Uno de los factores que influye en la solubilidad de los gases en líquidos.
14. Masa de roca fundida que al cristalizarse forma las rocas ígneas.
15. Condición que debe reunir la temperatura durante la cristalización.
16. Distribución uniforme de las moléculas de un gas en los poros de un sólido.
17. Una de las formas como se expresa la concentración de una solución.
18. Variación de una propiedad en un cristal según la dirección que se considere.
19. Nombre de las soluciones en que el soluto está disociado en iones.

ACTIVIDAD DE PROFUNDIZACIÓN

LOS RECURSOS MINEROS ARGENTINOS

Objetivos:

- Descubrir la importancia de la minería para la Argentina.
- Identificar los principales recursos mineros del país.

Plan de lectura:

1. Lea atentamente el texto: "Los recursos mineros".
2. Busque en el diccionario los vocablos cuyo significado desconoce.
3. Realice una segunda lectura reflexiva. Subraye las ideas principales.

Cuestionario:

— Analice, reflexione y luego responda:

a) ¿Por qué son importantes los recursos mineros en nuestro país?: ....

....

b) ¿Cuáles son los principales minerales que existen en nuestro país?: ....

....

— Investigue qué recursos mineros se encuentran en su región y cuáles son sus aplicaciones presentes y/o potenciales:

....

....

— Visite una industria de su localidad que utilice minerales como materia prima (mármoles, arcillas, rocas calizas, hematita, etcétera) e indague el origen, procesamiento y aplicaciones de dichos minerales:

....

....

....

....

....

....

....

....

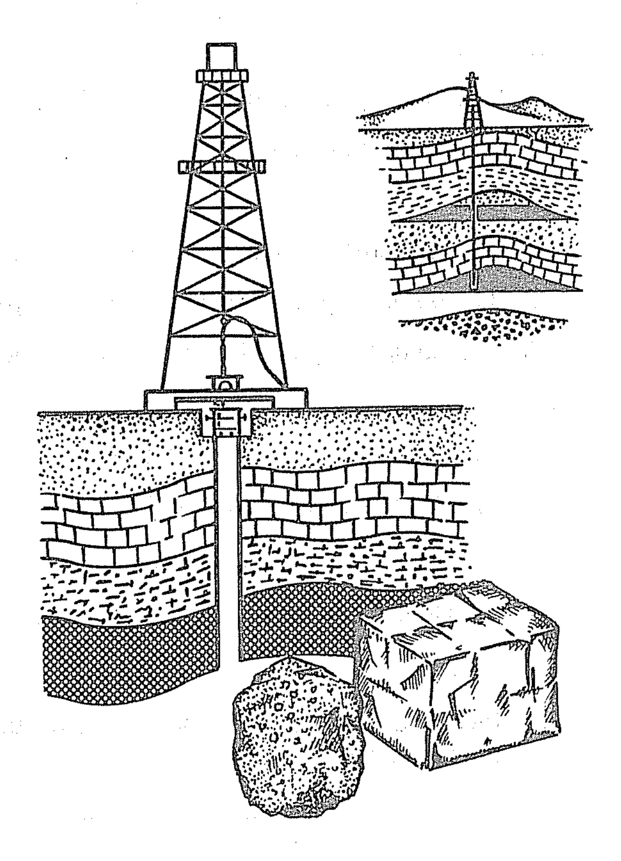
LOS RECURSOS MINEROS

Los recursos mineros provienen de la corteza terrestre: tienen carácter no renovable y, por lo tanto, su magnitud disminuye de acuerdo con el grado de explotación a que son sometidos. Múltiples son los factores, incluida la suerte de hallarlos, que hacen de una simple roca un bien social. Por lo general, se tropieza con dificultades para establecer con exactitud el volumen de los yacimientos y el momento de su agotamiento, no obstante los grandes progresos técnicos realizados en materia de prospección y estimación de reservas. Otros factores que deben considerarse en la estimación de un recurso minero son su calidad, las posibilidades de aplicación y el costo de concentración o beneficio que juega como principal criterio para decidir la explotación de un mineral.

No todos nuestros minerales han sido valorizados como recursos hasta el presente, hecho que se relaciona con el grado de desarrollo de la industria minera nacional y su nivel de participación en las exportaciones. La explotación, a su vez, depende estrechamente de la distancia entre los yacimientos y los centros de consumo o exportación, condición bastante rigurosa que sólo pueden obviar aquellos recursos muy escasos en el mercado: así ocurre, por ejemplo, con la bauxita, roca que contiene aluminio.

La Argentina minera se recuesta en los Andes, prefiriendo como espacio, en primer lugar, el Noroeste (provincias de Salta y Jujuy) y, en segundo término, Cuyo y la Patagonia.

Las sustancias que integran la corteza terrestre difieren tanto por sus propiedades fisicoquímicas como por el origen y forma en que se presentan. Unas son maleables como la plata, otras son duras como el granito; unas se hallan a flor de tierra como las arenas, otras a enormes profundidades como el petróleo. También difieren en el uso que el hombre hace de ellas: algunas son indispensables para la vida, como la sal, otras tienen sólo un valor suntuario, como algunas gemas preciosas. Por sus cualidades y usos se las clasifica en cuatro grandes grupos: minerales metalíferos, no metalíferos, rocas de aplicación y combustibles.



Los **minerales metalíferos** son portadores de metales, elementos valorados por sus características de resistencia mecánica, plasticidad (maleabilidad y tenacidad), conductibilidad térmica y eléctrica. La provincia que ocupa el primer lugar como productora de minerales metalíferos es Jujuy con sus explotaciones de plomo y cinc de la mina Aguilar, y las de hierro de Zapla. En Sierra Grande (Río Negro) se encuentra una importante cuenca ferrífera de donde se extrae hematita, magnetita y un silicato de hierro. Hay explotaciones de cobre en Capillitas (Catamarca), La Colorada y Toya (San Juan), y principalmente en

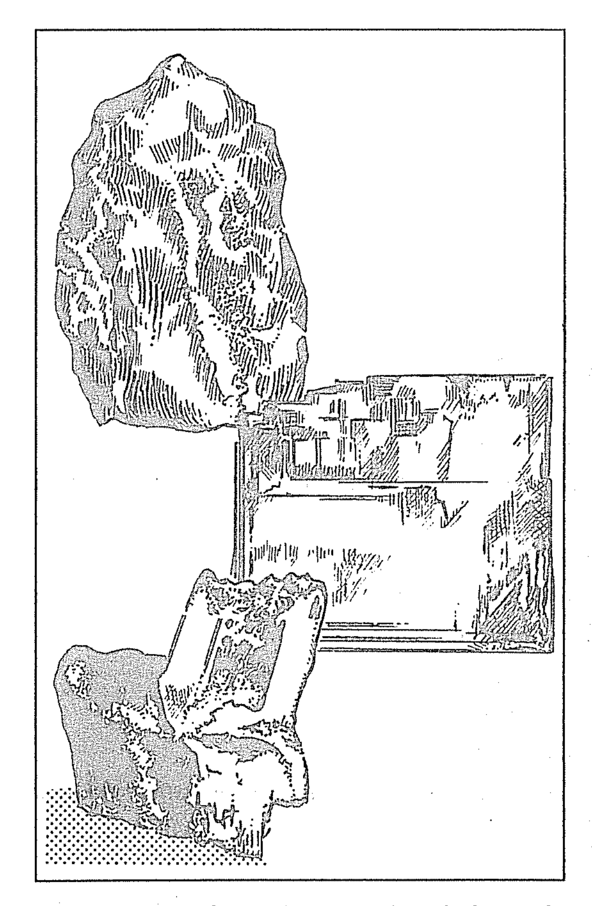
Salamanca y Montes de Cobre (Mendoza). La explotación de componentes de las ferroaleaciones, como el manganeso, se realiza en los filones de Agua del Dionisio (Catamarca). Para la obtención del plomo, el principal mineral es la galena (PbS) que se encuentra en el yacimiento de Sierra Aguilar (San Juan).

Los **minerales no metalíferos** incluyen materiales terrosos como las arcillas —decolorantes, refractarias, etc.— la bentonita, el caolín, el yeso y otros minerales como la sal común, la sal de roca, el azufre, el talco o la tiza.

Las arcillas, ubicadas principalmente en la provincia de Buenos Aires, son abundantes. Se las destina a la fabricación de lozas y cerámicas refractarias. Yacimientos de caolín poseen las provincias de Chubut y Santa Cruz, pero se explotán más los de Catamarca y La Rioja. Como asombrosos lagos brillantes se presentan las salinas, depósitos de sal común (halita), en las provincias de Buenos Aires, La Pampa, Córdoba, Catamarca y San Luis. La explotación de yeso se realiza en San Juan, Mendoza, Neuquén, Río Negro y Entre Ríos; los boratos en Salta; la mica y el cuarzo en Córdoba, y la fluorita en Río Negro.

Las **rocas de aplicación**, trabajadas en canteras que surten el mercado interno, abundan en nuestro territorio. Cabe destacar las rocas calizas y calcáreas que en las provincias de Buenos Aires, Córdoba y Entre Ríos, dan origen a la industria de la cal y el cemento; las arenas en el litoral atlántico-platense y las de Siján (Catamarca), Jarillal (San Luis) y Mazaruca (Entre Ríos), empleadas en la industria del vidrio. Asimismo, los cantos rodados de los lechos de algunos ríos; los granitos y basaltos para la fabricación de hormigón y balasto; conchillas y tosca para pavimento; mármoles para revestir edificios y ornamentaciones, de las provincias de Mendoza, San Juan, Córdoba y San Luis.

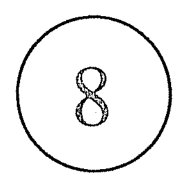
Los **combustibles**, utilizados para la obtención de energía, comprenden al petróleo, al carbón y al uranio. Es muy conocida la importancia de los yacimientos de petróleo y gas de las provincias de Chubut, Neuquén, Mendoza y Salta. En lo



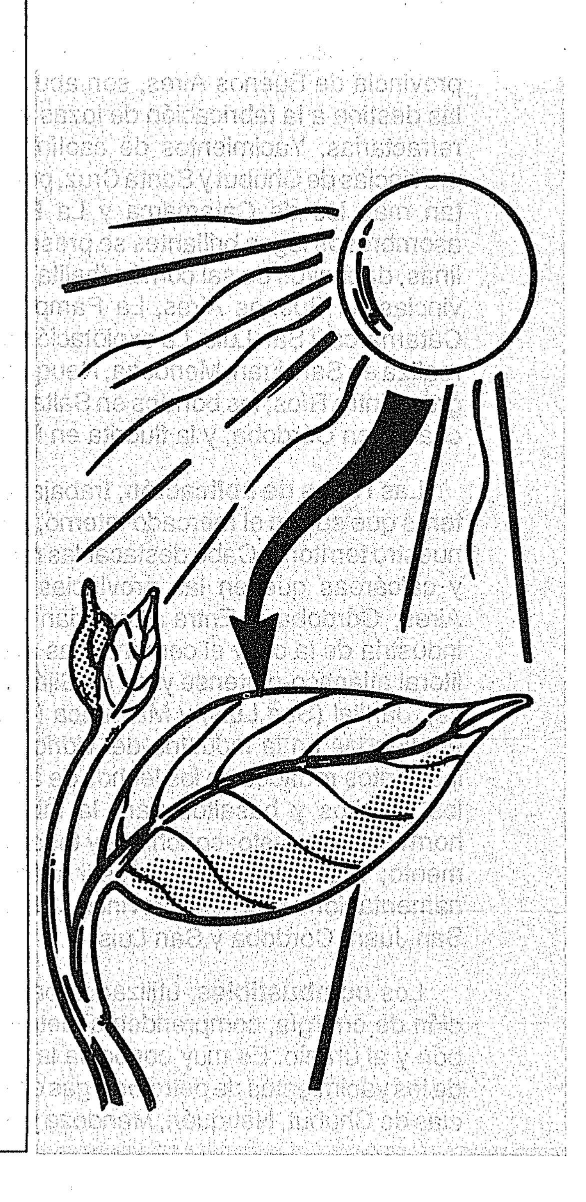
relativo al carbón se destaca el yacimiento de Río Turbio (Santa Cruz). Nuestro país figura entre los cinco primeros países uraníferos, con una reserva estimada en 70.000 toneladas, considerando sólo el yacimiento de Sierra Pintada (Mendoza).

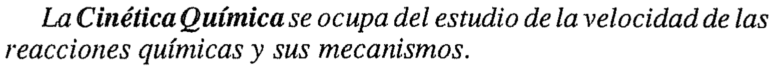
La importante riqueza minera con que contamos no está suficientemente explotada. Se requieren importantes inversiones para poner en marcha su explotación, teniendo en cuenta que la mayoría de las probables zonas de producción se encuentran a grandes distancias de los centros poblados y carecen de obras de infraestructura indispensables, tales como caminos, agua, electricidad, vías férreas, etcétera.

(Extractado de ***"El país de los argentinos".*** Centro Editor de América Latina, adaptado por el autor.)

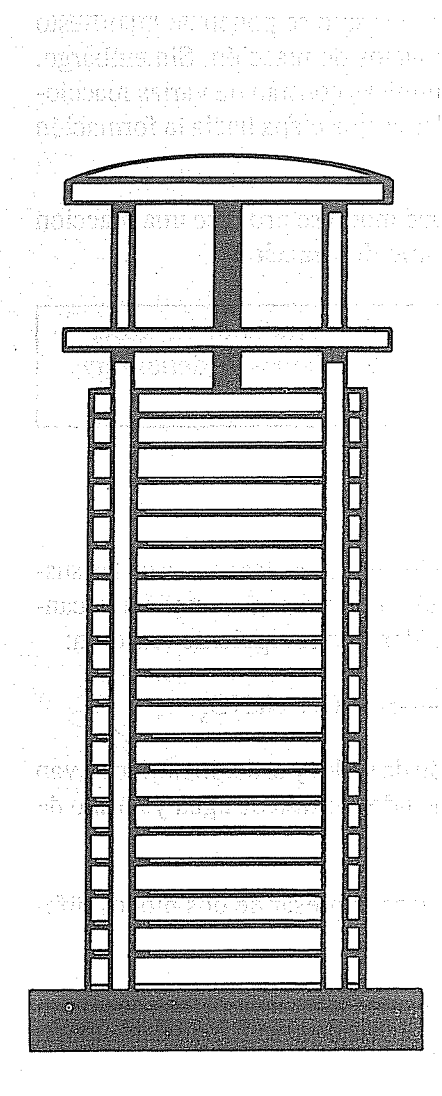


LAS REACCIONES QUÍMICAS





Eje conceptual



La ***Cinética Química*** *se ocupa del estudio de la velocidad de las reacciones químicas y sus mecanismos.*

En el proceso de una reacción química se forma un ***complejo activado*** *que tiene mayor cantidad de energía que los reactivos y que los productos de la reacción.*

La rapidez con que se producen las reacciones químicas ***(velocidad de reacción)*** *depende de la naturaleza de las concentraciones y de los estados de agregación de las sustancias reaccionantes, de la temperatura de la luz y de los catalizadores.*

La influencia de la concentración de las sustancias reaccionantes queda expresada en la ***ley de acción de las masas,*** *de* ***Guldberg y Waage.***

En el caso de las reacciones reversibles, llegan a un estado de equilibrio dinámico conocido con el nombre de ***equilibrio químico,*** *caracterizado por una* ***constante de equilibrio.***

Los principales factores que condicionan el equilibrio de un sistema son la concentración, la temperatura y la presión. Sus efectos se explican en el ***Principio de Le Chatelier.***

Los ***procesos de óxido-reducción*** *son aquellos en que hay transferencia de electrones.*

El ***número de oxidación*** *es un número convencional que se utiliza en reemplazo del número de valencia.*

Para igualar las reacciones químicas en los procesos redox se aplica el método del ion-electrón.

Las ***pilas voltaicas*** *son dispositivos destinados a producir electricidad mediante reacciones de oxidación y reducción.*

Una importante aplicación de las pilas voltaicas es la de establecer los potenciales de oxidación de los elementos. Estos potenciales de oxidación permiten predecir cuáles son los procesos redox posibles y con qué facilidad se realizarán.

La ***corrosión*** *de las superficies sólidas, especialmente la de los metales, producida por agentes del medio, es uno de los problemas que preocupan en la actualidad.*

La protección del hierro contra la corrosión se realiza de diferentes formas, tales como revestimientos orgánicos o metálicos, protección catódica, etc.

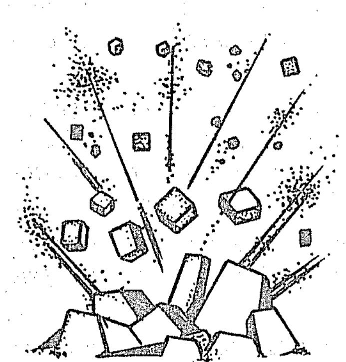


OBJETIVOS

1. Identificar los factores que influyen en la velocidad de una reacción química.
2. Explicar las características del equilibrio químico.
3. Verificar cómo son los procesos redox y sus aplicaciones.
4. Reconocer el fenómeno de la corrosión.

8 Las reacciones químicas

1. CINÉTICA QUÍMICA



CINÉTICA QUÍMICA
— Velocidad de reacción — Mecanismo de reacción

Las distintas reacciones químicas se desarrollan en tiempos muy diferentes. Algunas son muy rápidas, como la explosión del gas butano; otras se producen muy lentamente, como la oxidación de un trozo de hierro. Entre ambos extremos existe una infinidad de situaciones intermedias.

La rapidez con que se producen las reacciones químicas se denomina **velocidad de reacción.**

En la mayoría de los cambios químicos sólo se ponen de manifiesto las sustancias reaccionantes y los productos de reacción. Sin embargo, muchas veces las transformaciones químicas constan de varias reacciones consecutivas, cada una de las cuales es una etapa hacia la formación de los productos de la reacción.

Es muy importante establecer de qué modo se produce una reacción química, es decir, conocer el **mecanismo de reacción.**

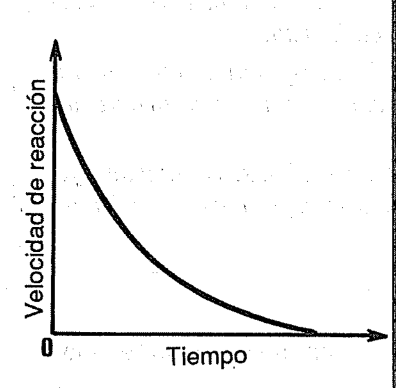
La parte de la Química que se ocupa del estudio de la velocidad de las reacciones químicas y sus mecanismos, se denomina cinética química.

1.1. Velocidad de reacción

A medida que se produce una reacción química, las masas de las sustancias reaccionantes van disminuyendo, mientras que aumenta la cantidad de los productos de la reacción. Veamos la siguiente reacción:

$$Na(HO) + HNO_3 \longrightarrow H_2O + NaNO_3$$

Al transcurrir el tiempo, el hidróxido de sodio y el ácido nítrico se van consumiendo, mientras que va aumentando la masa de agua y nitrato de sodio.



Variación de la velocidad de reacción con el tiempo

La velocidad de una reacción se puede expresar de dos modos diferentes.

a) El número de moles de una de las sustancias reaccionantes que desaparece en la unidad de tiempo. (En el ejemplo, hidróxido de sodio o ácido nítrico.)

$$V = \frac{\Delta (SR)}{\Delta t}$$

Δ(SR) = variación de la concentración de sustancia reaccionante en moles/l.

Δt = intervalo de tiempo en que se produce la variación.

b) El número de moles de uno de los productos de la reacción que se forman en la unidad de tiempo. (En el caso mencionado, agua o nitrato de sodio.)

$$V = \frac{\Delta (PR)}{\Delta t}$$

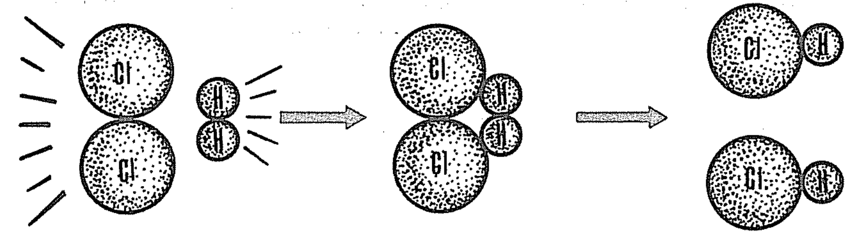
Δ(PR) = variación de la concentración del producto de reacción en moles/l.

1.2. Teoría de los choques

Para que se produzca una reacción química es necesario que las moléculas, átomos o iones que forman las sustancias choquen entre sí. Cuando dichos choques se producen con suficiente energía se forman nuevas uniones que originan sustancias diferentes a las iniciales.

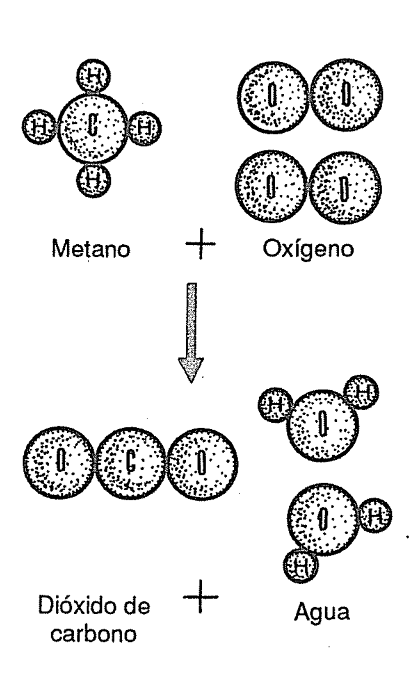
En el proceso de una reacción química se obtiene un compuesto intermedio, denominado **complejo activado.**

A modo de ejemplo:

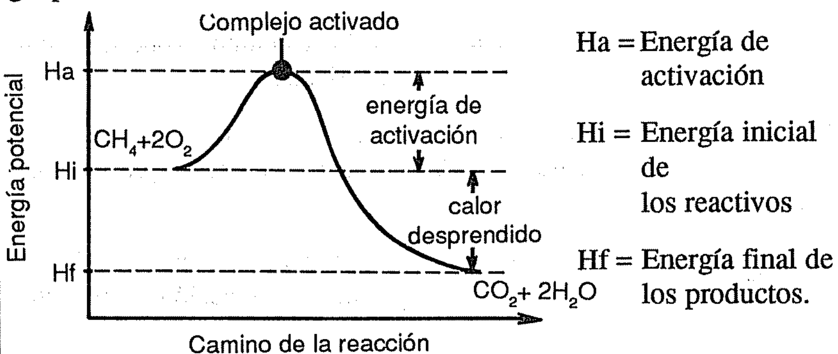


El complejo activado tiene mayor energía que las sustancias reaccionantes y los productos de la reacción. La diferencia entre la energía potencial del complejo activado y la de las sustancias reaccionantes recibe el nombre de **energía de activación.**

La combustión del gas natural (metano) en las cocinas o calefones no se efectúa si, inicialmente, no se comunica energía, aplicando la llama de un fósforo o una chispa eléctrica. A la temperatura ambiente, son muy pocas las moléculas de metano (CH_4) y oxígeno (O_2) que tienen la energía necesaria como para que sus choques sean eficaces. Al acercar la llama se eleva la temperatura y algunas moléculas adquieren una cantidad de energía equivalente a la energía de activación, formándose el complejo activado de breve existencia. Los átomos que forman este complejo se reagrupan produciendo dióxido de carbono y agua, cuyas moléculas son estables.



A continuación se expone, en forma gráfica, la variación de la energía potencial durante la combustión del metano:



Ha = Energía de activación

Hi = Energía inicial de los reactivos

Hf = Energía final de los productos.

1.3. ¿Qué factores influyen en la velocidad de reacción?

Entre los diversos factores que influyen en la velocidad de una reacción química se pueden destacar:

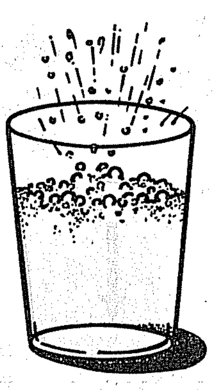
a) **Naturaleza de las sustancias reaccionantes.** En toda reacción química se produce la ruptura de las uniones entre los átomos y la formación de otras nuevas. Entonces, el tipo de unión química que presentan las sustancias reaccionantes es un factor importante en la rapidez con que se producen las transformaciones. En general, los procesos en que intervienen compuestos iónicos requieren bajas energías de activación y, por lo tanto, son rápidas. En cambio, las reacciones entre compuestos covalentes necesitan una elevada energía de activación y por eso son lentas.

En general, la velocidad de reacción entre compuestos inorgánicos es elevada.

En consecuencia, se puede afirmar que:

> La velocidad de reacción depende de la naturaleza de las sustancias reaccionantes.

b) **Estado de agregación de las sustancias reaccionantes.** Si se mezcla carbonato ácido de sodio, que es sólido, con tartrato ácido de potasio, que también es sólido, no se percibe ninguna reacción, pero si a esta mezcla se le agrega agua, inmediatamente se produce una reacción activa con desprendimiento de gas dióxido de carbono. Procesos similares suceden con ciertos preparados medicinales que originan efervescencia al agregarles agua.



La velocidad de reacción se incrementa considerablemente en un medio líquido o gaseoso.

Para que se produzca una reacción es necesario que las moléculas, átomos o iones choquen entre sí, para lo cual requieren un medio donde puedan desplazarse, como los medios líquidos y gaseosos.

Entonces:

> La velocidad de reacción es afectada por el estado de agregación de las sustancias reaccionantes.

c) **Grado de división de los reactivos sólidos.** Un trozo grande de madera arde más lentamente que cuando ese mismo volumen se encuentra dividido en pequeños trozos o astillas. Las moléculas de la madera que reaccionan con el oxígeno durante la combustión son las más superficiales; en consecuencia, en los trozos grandes el número de moléculas en contacto con el aire es menor, porque su superficie es más reducida que si se encuentran divididos en pequeños trozos.

La división de un sólido aumenta su superficie en proporción geométrica.

En consecuencia:

> Las sustancias reaccionantes sólidas reaccionan con mayor rapidez cuando están finamente divididas porque ofrecen mayor superficie de contacto.

d) **Temperatura.** La mezcla de hidrógeno y oxígeno prácticamente no reacciona a la temperatura ambiente, pero a los 400 °C comienza a formarse vapor de agua y a los 600 °C la reacción se produce con explosión.

Al aumentar la temperatura se eleva la energía de las moléculas, lo cual determina un mayor número de choques efectivos y, por consiguiente, un aumento en la velocidad de reacción.

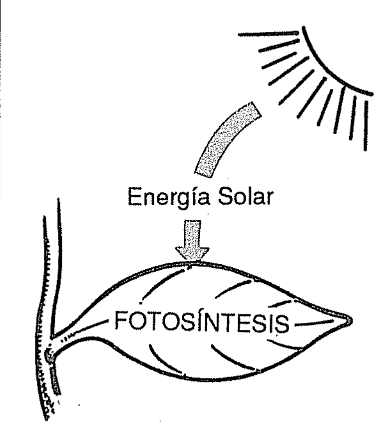
En la mayoría de las transformaciones químicas, la velocidad de reacción se duplica o triplica por cada 10 °C de incremento de la temperatura. No obstante, es necesario determinar experimentalmente el efecto cuantitativo del aumento de la temperatura en cada reacción en particular, porque no siempre se cumple dicha norma.

La **temperatura** influye considerablemente en la velocidad de reacción

En general, podemos establecer que:

> La elevación de la temperatura aumenta la velocidad de reacción.

e) **La luz.** La combinación del cloro con el hidrógeno se produce débilmente en la oscuridad, con lentitud cuando hay poca luz y violentamente con luz solar directa. El complejo proceso de síntesis de la glucosa en los vegetales, a partir del dióxido de carbono y el agua, durante la fotosíntesis, requiere la intervención de los rayos luminosos.



En algunas transformaciones químicas, la luz influye notoriamente en la velocidad de reacción. La energía radiante absorbida por las sustancias reaccionantes provoca un incremento de choques efectivos entre las moléculas y, por lo tanto, un aumento de la velocidad de reacción.

De ahí podemos afirmar que:

> En ciertas reacciones químicas, la presencia de la luz aumenta la velocidad de reacción.

Los procesos químicos que se producen por la intervención de la luz se denominan **reacciones fotoquímicas.**

f) **Catalizadores.** El hidrógeno y el oxígeno son dos gases que prácticamente no reaccionan a temperatura ambiente para formar agua. Sin embargo, si se encuentran en presencia de pequeñas cantidades de platino finamente dividido, la velocidad de reacción se incrementa en forma muy marcada. Ese platino puede utilizarse por tiempo ilimitado sin que disminuya su masa y sin que sufra ningún cambio químico, es decir, que actúa por su simple presencia.

Muchos casos similares se encuentran en otras reacciones: el SO_2 se oxida con el oxígeno a SO_3 en presencia de platino. La descomposición del clorato de potasio por calentamiento, se acelera considerablemente en presencia de una pequeña cantidad de bióxido de magnesio; el nitrógeno se combina con el hidrógeno a altas temperaturas y presión y en presencia de hierro.
En todos estos casos, observamos que la velocidad de reacción se incrementa por la presencia de sustancias que no sufren ningún cambio químico y que se denominan **catalizadores positivos.**

CATALIZADORES

Positivos

Negativos

En otras ocasiones, la presencia de ciertas sustancias disminuye la velocidad de reacción. Así, el agua oxigenada se descompone en agua y oxígeno, pero la presencia de cantidades mínimas de fosfatos, retarda el ritmo de descomposición. El agregado de plomo tetraetilo a las naftas reduce su acción detonante. El fenol y sus derivados suprimen o atenúan el endurecimiento del caucho, y el enranciamiento de las grasas.

Las sustancias que retardan la velocidad de las reacciones químicas reciben el nombre de **catalizadores negativos** o **inhibidores.**

En consecuencia podemos afirmar que:

Catalizador es toda sustancia que modifica la velocidad de una reacción química sin experimentar cambios químicos.

Las características fundamentales de los catalizadores son:

- No producen reacciones químicas, sino que las aceleran o retardan por simple presencia.
- No presentan cambios en su composición química al final de la reacción y su masa permanece constante.
- Intervienen en cantidades relativamente pequeñas con relación a las masas de las sustancias reaccionantes.

Los catalizadores son importantes en diversos procesos industriales, como por ejemplo: la fabricación de ácido sulfúrico, ácido nítrico, amoníaco, caucho sintético, pinturas, detergentes biodegradables y plásticos.

En la obtención del HNO_3 a partir del NH_3 se utiliza una malla de platino como catalizador.

En los seres vivos existen los **fermentos** o **enzimas**, que son catalizadores esenciales para los distintos procesos biológicos y que también se denominan **biocatalizadores.**

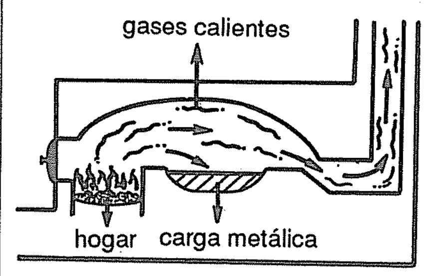
El efecto producido en una reacción química por el agregado de un catalizador, recibe el nombre de **catálisis.**

g) **Concentración de las sustancias reaccionantes.** La combustión del carbón se realiza en el aire, que contiene aproximadamente un 21% de oxígeno. Si se sustituye el aire por oxígeno puro el proceso se acelera considerablemente, con producción de una llama muy viva.

Esto se explica porque el número de moléculas presentes (concentración) es mucho mayor en el oxígeno puro que en el aire y, por consiguiente, lo será también el número de choques efectivos.

En este caso incide el aumento de la concentración del oxígeno, pero la influencia será mayor si también se incrementa la concentración del carbono. Así, si se pulveriza el carbón, se incrementa el número de moléculas en contacto con el oxígeno, lo cual determina la elevación de la velocidad de reacción.

En el jugo pancreático hay diversas enzimas que intervienen en la digestión de los alimentos, tales como la tripsina, amilasa, lipasa y maltasa.



Horno de reverbero

Ciertos quemadores industriales usan carbón finamente pulverizado como combustible.

1.3.1. Ley de la acción de las masas

En 1864, los científicos noruegos, **Guldberg** y **Waage**, propusieron la denominada **ley de acción de las masas.** La misma establece que:

> La velocidad de reacción es proporcional al producto de las concentraciones molares (moles/litro) de las sustancias reaccionantes.

Así, en la reacción:

$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2HCl$

La velocidad de reacción será:

$V = k.[Cl_2].[H_2]$; donde V = velocidad de reacción, K = constante de proporcionalidad, característica de cada reacción. Los corchetes simbolizan la concentración en moles/l del cloro y del hidrógeno, respectivamente.

En el caso de la reacción:

$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$ que podemos expresar del siguiente modo:

$H_2 + H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$ Entonces:

$V = k.\,[H_2].\,[H_2].\,[O_2]$ de donde: $V = k.\,[H_2]^2\,.\,[O_2]$

Generalizando, para una reacción:

$mA + nB \longrightarrow pC + qD$ resulta:

$V = k.\,[A]^m.\,[B]^n$

En consecuencia:

El aumento de la concentración de las sustancias reaccionantes produce un aumento de la velocidad de reacción.

2. EQUILIBRIO QUÍMICO

Cuando se colocan, en un recipiente cerrado, un mol de gas de hidrógeno (incoloro) y un mol de vapor de yodo (violeta) y se calientan a 450°C, la mezcla se va aclarando por la formación de yoduro de hidrógeno.

$I_2 + H_2 \longrightarrow 2HI$

Sin embargo, al cabo de un cierto tiempo el color violeta reaparece. Esto indica que el yoduro de hidrógeno formado empieza a descomponerse:

$2\ HI \longrightarrow I_2 + H_2$

Después de transcurrir otro intervalo de tiempo, la coloración violeta no sufre cambios de intensidad, se estabiliza, porque simultáneamente se produce la formación y descomposición del yoduro de hidrógeno. Es una **reacción reversible.**

Reacciones reversibles

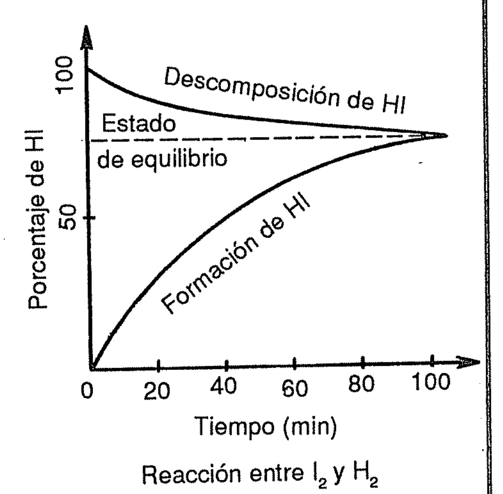
Son aquellas que se producen simultáneamente en ambos sentidos.

En el comienzo, la velocidad de formación del HI (V_f) es máxima y la velocidad de descomposición (V_d) es igual a cero.

A medida que se desarrolla el proceso, la concentración de I_2 y H_2 va disminuyendo y, por lo tanto, la velocidad V_f se reduce. Por su parte, la concentración de HI se incrementa y entonces la velocidad V_d va aumentando.

Por último, llega un momento en que ambas velocidades (V_f y V_d) son iguales y, en consecuencia, el número de moléculas que se forman es igual al número de moléculas que se descomponen.

En el sistema, la concentración de yodo, hidrógeno y yoduro de hidrógeno permanece constante, a pesar de que las reacciones continúan desarrollándose. Se ha llegado a un estado de equilibrio dinámico que se denomina **equilibrio químico.**



Reacción entre I_2 y H_2

En el estado de equilibrio la velocidad de formación de HI:

$V_f = K_f . [I_2] . [H_2]$, es igual a la velocidad de descomposición:

$V_d = K_d . [HI]^2$, por lo tanto: $K_f . [I_2] . [H_2] = K_d . [HI]^2$

o también:

$$\frac{K_f}{K_d} = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]}$$

El cociente entre las constantes K_f y K_d da origen a otra constante (K), llamada **constante de equilibrio:**

$$K = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]}$$

Generalizando, para una reacción: $mA + nB \longrightarrow pC + qD$

la constante de equilibrio es:

$$K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

Esta expresión de la constante de equilibrio se aplica a sustancias gaseosas y soluciones. Si en la reacción también intervienen sólidos o líquidos puros, éstos no se consideran en la expresión de dicha constante. Así, en la reacción:

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2(g)}$$

(s) = sólido

(g) = gas

la constante de equilibrio es: $K = \frac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$

y en el caso:

$$NaF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + Na(OH)_{(aq)}$$

(aq) = solución acuosa

(l) = líquido

la constante resulta: $K = \frac{[HF] \cdot [Na(OH)]}{[NaF]}$

Aplicaciones:

1) Calcule la constante de equilibrio para el siguiente sistema:

$$2\ SO_{2(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\ SO_{3(g)}$$

si a una cierta temperatura las concentraciones son:

$[SO_2]$ = 1,602 mol/L ; $[O_2]$ = 1,020 mol/L ; $[SO_3]$ = 0,703 mol/L

— Solución:

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} \qquad \text{Entonces } K = \frac{(0{,}703)^2}{(1{,}602)^2\ (1{,}020)} = 0{,}18879$$

R.: La constante de equilibrio es igual a 0,18879.

2) Calcule la concentración de hidrógeno en el siguiente sistema:

$$I_2 + H_2 \rightleftharpoons 2HI$$

sabiendo que a la temperatura de 445 °C contiene 0,8 mol/l de HI y 0,4 mol/l de I_2 y que el valor de K es 45.

— Solución

$$K = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]}$$

Entonces, reemplazando con los datos proporcionados:

$$45 = \frac{(0{,}8\ \text{mol/l})^2}{(0{,}4\ \text{mol/l})\ (x\,H_2)} = \text{de donde } x\,H_2 = \frac{(0{,}64\ \text{mol/l})^2}{0{,}4\ \text{mol/l}\ \times\ 45} = 0{,}0355\ \text{mol/l}$$

R.: La concentración de hidrógeno es de 0,0355 mol/l.

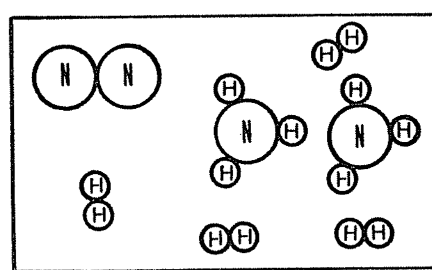
2.1. Desplazamiento en el equilibrio: Principio de Le Chatelier

Cuando una causa externa (variación de la concentración, temperatura o presión) perturba un sistema en equilibrio, se produce una reacción química que lo restablece y el equilibrio se desplaza.

Se han efectuado muchas experiencias para establecer el sentido en que se desequilibra un sistema ante dichas perturbaciones. Los resultados obtenidos se explican por el **Principio de Le Chatelier**, formulado por el científico francés de ese nombre a fines del siglo XIX, que establece:

Si se produce un cambio en algunos de los factores (concentración, temperatura o presión) que condicionan el equilibrio de un sistema, éste evolucionará en forma tal que anule en lo posible el efecto de ese cambio.

A continuación, consideramos cómo se comporta un sistema en equilibrio ante las perturbaciones que puede experimentar:



Sistema en equilibrio

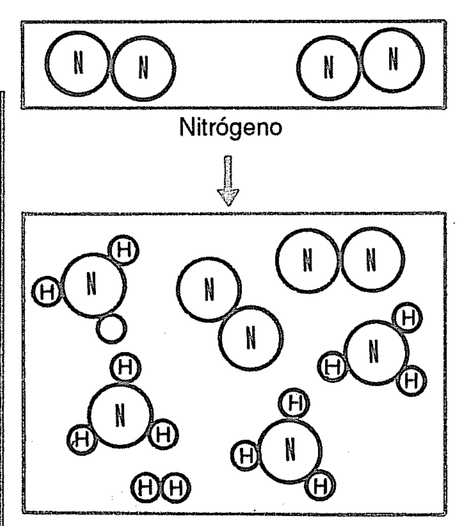
+

1. Variación de la concentración. Analicemos, a modo de ejemplo, el siguiente caso:

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

Si a este sistema en equilibrio se le agrega nitrógeno, de acuerdo con el Principio de Le Chatelier, la reacción se realizará de forma tal que la concentración de nitrógeno disminuya. Entonces, cierto número de moléculas de nitrógeno se combinarán con las de hidrógeno, originando

amoníaco. Aumentará la concentración de este compuesto y disminuirá la del nitrógeno y, en consecuencia, el equilibrio se desplazará hacia la derecha.



Desplazamiento del equilibrio

Por el contrario, si se agrega amoníaco al sistema, éste tratará de oponerse al cambio disminuyendo la cantidad de NH_3 y aumentando las cantidades de hidrógeno y oxígeno. El equilibrio se desplazará hacia la izquierda.

2. **Cambios en la temperatura.** Consideremos la siguiente reacción exotérmica:

$H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \longrightarrow 2HI_{(g)} + 3$ kcal/mol

La reacción inversa es endotérmica:

$2\,HI_{(g)} + 3$ kcal/mol $\longrightarrow H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)}$

Cuando ambas reacciones se producen simultáneamente:

$H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$

Al llegar al estado de equilibrio, las cantidades de calor se compensan; el sistema no cede ni absorbe calor, de modo que la temperatura permanece constante.

> Cuando se eleva la temperatura de un sistema en equilibrio, éste se desplaza en el sentido en que se absorbe calor.

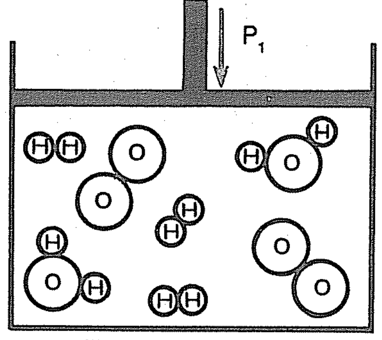
Si se le entrega calor aumentando la temperatura, según el Principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, en el sentido de la reacción endotérmica. El calor suministrado se utilizará en la descomposición del yoduro de hidrógeno.

En cambio, si la temperatura del sistema disminuye, el equilibrio se desplazará hacia la derecha en el sentido de la reacción exotérmica.

3. **Modificación de la presión.** Examinemos, como ejemplo, la siguiente reacción reversible que se produce entre gases:

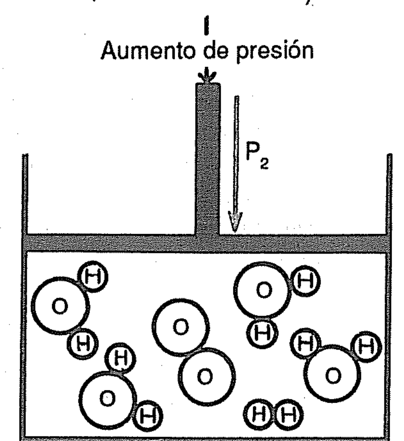
$$O_{2\,(g)} + 2\,H_{2\,(g)} \rightleftarrows 2\,H_2O_{(g)}$$

$$\underbrace{1 \text{ volumen} + 2 \text{ volúmenes}}_{3 \text{ volúmenes}} \rightleftarrows 2 \text{ volúmenes}$$



(Total = 7 moléculas)

Aumento de presión



(Total = 6 moléculas)

Influencia de la presión sobre el equilibrio.

Al aumentar la presión, el sistema en equilibrio trata de oponerse a esa acción, desminuyendo su volumen. Entonces, se incrementa la formación de agua porque tres volúmenes (uno de O_2 y dos de H_2) originan dos volúmenes de H_2O. El equilibrio se desplaza hacia la derecha. En cambio, ante una disminución de la presión, el sistema reacciona para contrarrestar esa modificación, incrementando su volumen. Por lo tanto, se reduce la cantidad de vapor de agua y aumentan las concentraciones de oxígeno e hidrógeno. El equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

2.2. Aplicaciones industriales

Para considerar este aspecto, se transcribe el siguiente texto extractado del libro *Química*, de Michell J. Sienko y Robert A. Plane, publicado por Aguilar, S.A. de Ediciones, Madrid, España:

Los principios de cinética química y del equilibrio químico tienen suma importancia en el proyecto de muchos procesos industriales. Así, p. ej., ciertos factores son de gran interés en la fabricación del ácido sulfúrico, cuya producción alcanza cifras respetables en todos los países industrializados.

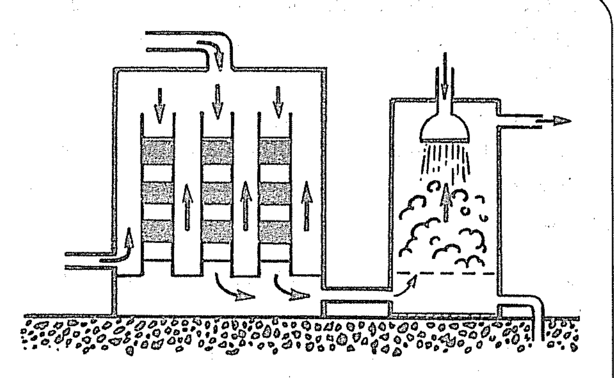
El ácido sulfúrico es un producto que se obtiene con relativa facilidad: el azufre extraído del suelo se oxida, quemándolo en el aire, para dar dióxido de azufre, SO_2, que se vuelve a oxidar para convertirlo en trióxido, SO_3; luego se combina éste con agua, y así se obtiene el ácido sulfúrico, H_2SO_4. Las materias primas son, pues, sumamente baratas, y la competencia económica descansa sobre la eficacia o rendimiento con que el proceso se realice. El punto clave está en la segunda fase, es decir, en la oxidación del dióxido a trióxido de azufre, en la que cualquier insignificante ventaja puede ser decisiva desde el punto de vista económico. Dos son los fines a alcanzar: convertir el dióxido en trióxido tan rápidamente como sea posible, y convertirlo del modo más completo que quepa hacerlo. El primer problema es de carácter cinético: lograr la máxima velocidad en la formación del trióxido de azufre, SO_3. El segundo es de equilibrio químico: establecer las condiciones que favorezcan la formación de dicha sustancia.

¿Es posible aumentar la velocidad de producción del trióxido de azufre? En primer lugar se ha comprobado que esta velocidad es proporcional a las concentraciones del dióxido, SO_2, y del oxígeno; luego, para obtener más rápidamente el producto deberán incrementarse ambas. En segundo lugar conviene elevar la temperatura, ya que todas las reacciones proceden con mayor velocidad cuando este factor aumenta (no obstante, debe considerarse que el costo del combustible y la corrosión de las cámaras donde la oxidación se efectúa también se hacen mayores con la elevación de temperatura). En tercer y último lugar resulta ventajoso utilizar un catalizador para acelerar el proceso. En la reacción

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$

el platino actúa como catalizador, pero altera el mecanismo, por lo que la velocidad de reacción no es

$$velocidad = k[SO_2] \cdot [O_2],$$



sino que, según demuestra la experiencia, es directamente proporcional a la concentración de moles SO_2 e inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la concentración de moles SO_3. Esto significa que cuanto más concentrada esté esta última sustancia, más lentamente se verificará la reaccion. Una solución puede consistir en ir separando el trióxido de azufre a medida que se forma.

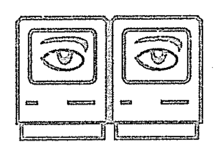
Para aumentar la cantidad del producto en el equilibrio es preciso estudiar la constante K y sus alteraciones al variar la temperatura. En la reacción

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g) + 45\ Kcal$$

la condición de equilibro es

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

En primer lugar se ve que para aumentar la concentración del trióxido de azufre es necesario aumentar las correspondientes al dióxido y al oxígeno, lo que, por suerte, también contribuye a acelerar la velocidad de reacción. En segundo lugar, la reacción es exotérmica y, por tanto, K disminuye al elevar la temperatura. Esto quiere decir que para obtener mayor concentración de trióxido de azufre es necesario enfriar. Nos encontramos ante un dilema: la formación rápida del producto exige calentar, pero con ello se disminuye su estabilidad. En la práctica se ha llegado a una solución de compromiso eligiendo una temperatura de 400 a 450 °C, lo que asegura una cantidad razonable de trióxido de azufre a una velocidad de formación también razonable.



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes afirmaciones. Cuando las considere correctas encierre con un círculo la "V"; en caso contrario, marque de igual modo la "F". En este último caso, señale sobre la línea de puntos cuál es el error.

a) La única fórmula para expresar la velocidad de reacción es $V = \frac{\Delta (SR)}{\Delta t}$. V F

....

b) En el proceso de una reacción química se forma un complejo activado. V F

....

c) El complejo activado tiene menos energía que los reactivos y los productos. V F

....

d) Las reacciones entre compuestos iónicos son rápidas. V F

....

e) Las reacciones se producen de igual modo cualquiera sea el estado de agregación de los reactivos. V F ....

f) Los sólidos pulverizados ofrecen menor superfice de contacto. V F

....

g) Algunas reacciones químicas son afectadas por la presencia de la luz solar. V F

....

h) Los catalizadores son sustancias que siempre incrementan la velocidad de reacción. V F

....

i) La concentración de los reactivos no influye en la velocidad de reacción. V F

....

2) Complete los espacios en blanco, colocando donde corresponda los siguientes términos: *concentración, oponerse, equilibrio, temperatura, reversibles, químico, factores, presión, desplaza.*

"En las reacciones ....se llega a un estado de equilibrio dinámico, denominado

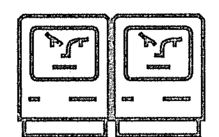
equilibrio ...., caracterizado por una constante de ....

Los principales factores que condicionan el equilibrio de un sistema son: ....

............................., y ....

Cuando se produce un cambio en alguno de estos ...., el equilibrio se

.... tratando de .... a la modificación."



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) Lea atentamente las siguientes cuestiones, reflexione y luego responda:

a) ¿Qué se entiende por energía de activación?: ....

....

....

b) ¿De qué modos se incrementa la velocidad de reacción entre sustancias en estado gaseoso?:

....

....

c) ¿Cuáles son las características de los catalizadores y cómo se clasifican?: ....

....

....

d) Enuncie la ley de acción de masas de Guldberg y Waage: ....

....

....

e) ¿Cuáles son las características de un sistema en equilibrio?: ....

....

f) ¿Qué factores influyen en el equilibrio de un sistema?: ....

....

2) Considerando la siguiente reacción:

$$2\ CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ CO_{2(g)} + 135{,}3\ \text{kcal}$$

a) Indique cómo se calcula la velocidad de reacción: ....

....

b) Exprese la constante de equilibrio: ....

c) Señale cómo se desplaza el equilibrio al:

— aumentar la concentración de O_2: ....

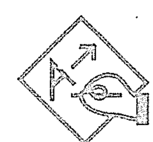
....

— aumentar la temperatura: ....

....

— disminuir la presión: ....

....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) Exprese la constante de equilibrio para las siguientes reacciones:

a) $Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$:..........

b) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$:..........

c) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$:..........

d) $2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$:..........

2) Tomando en consideración la siguiente reacción:

$CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CaCO_3 + 288,4$ kcal/mol

Indique cuál es el efecto sobre el equilibrio si:

a) se aumenta la presión: ....

b) se adiciona un catalizador: ....

c) disminuye la temperatura: ....

d) se añade $CaO_{(s)}$: ....

e) se extrae $CO_{2(g)}$: ....

f) se retira $CaCO_{3(s)}$: ....

3) Escriba las ecuaciones correspondientes a las reacciones que presentan las siguientes constantes de equilibrio:

a) $K = \dfrac{[PCl_5]}{[PCl_3]\ [Cl_2]}$:..........

b) $K = \dfrac{[H_2\ O]^2}{[H_2]^2\ .\ [O_2]}$:..........

c) $K = \dfrac{[C\ O_2]\ .\ [H_2\ O]^2}{[CH_4]\ .\ [O_2]^2}$:..........

4) Calcule la constante de equilibrio para el siguiente sistema:

$Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HCl_{(g)}$

si a una cierta temperatura las concentraciones son:

[H] = 0,01 mol/L; [Cl] = 0,1 mol/L; [HCl] = 0,04 mol/L

....

....

....

....

....

....

R.: ....

5) Calcule la concentración del hidrógeno en el siguiente sistema que se encuentra en un recipiente cerrado

$CO_{2\,(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

sabiendo que a una determinada temperatura contiene 0,07 mol/L de CO_2, 0,95 mol/L de H_2O y 0,95 mol/L de CO y que el valor de K es de 1,6:

....

....

....

....

....

....

....

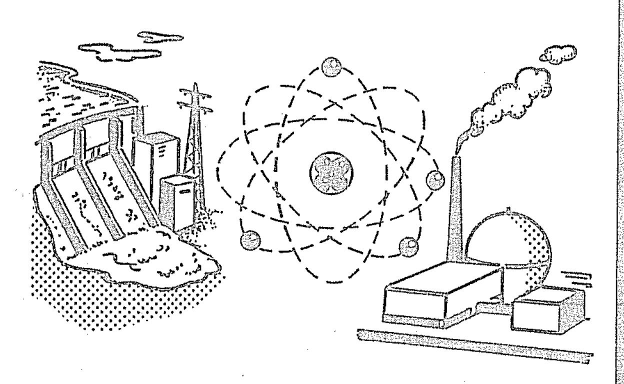
R.: ....

LECTURA COMPLEMENTARIA

HIDRÓGENO

¿EL COMBUSTIBLE DEL MAÑANA?

El combustible que aliviaría las presentes y futuras crisis energéticas de la Argentina juega un papel importante en la economía del universo. Los especialistas lo saben: el **hidrógeno**, que suplantaría con éxito al petróleo y al carbón en la producción de electricidad, **se ofrece como recurso inagotable en las estrellas mientras que en la Tierra se obtiene luego de costosos y complicados procesos.** Investigadores argentinos y extranjeros tratan de revertir esta circunstancia para que el hidrógeno sea no solo un **comodín energético sino el combustible del mañana.**



En realidad el hidrógeno forma el 70% del universo y **si la Tierra tuviese un tamaño mayor su fuerza de gravedad alcanzaría para retener este gas.** "Nuestro planeta se formó con los mismos elementos del universo, por eso debió tener mucho hidrógeno en el comienzo de su historia. Sin embargo, la elevada temperatura inicial de la Tierra, su tamaño pequeño y la consiguiente gravitación escasa causaron el escape del hidrógeno terrestre hacia el espacio exterior", explica el doctor en química **José Schwarez**, miembro del Programa de Divulgación Científica y Técnica (CyT).

El hidrógeno terrestre no existe en forma libre, todo el gas está combinado formando compuestos como el agua. Si no se extrae de las sustancias, el hidrógeno no libera energía. Los procesos para que las moléculas desprendan el hidrógeno son aún tortuosos y caros; es necesario, por ejemplo, quemar petróleo con el fin de calentar una caldera en la que agua hirviente libera vapor. El vapor de agua generado mueve una turbina, y la electricidad que ésta produce electroliza agua y libera el hidrógeno. Las nuevas alternativas tecnológicas proponen a las células fotovoltaicas, activadas por la energía solar, como un proceso más barato para la electrólisis del agua.

• Civilización eléctrica

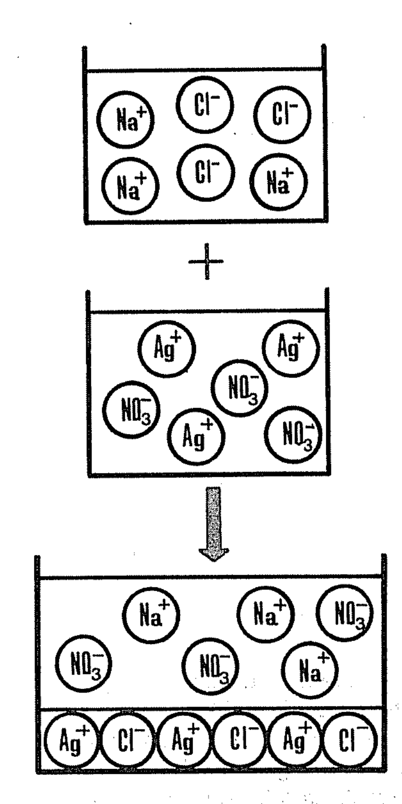
A principios de la década del setenta los especialistas calculaban que para el año 2000 se duplicaría la demanda de electricidad: semejante brecha energética no podría ser salvada ni siquiera por las centrales nucleares.

"La nuestra es **una civilización eléctrica**, pues prácticamente toda la actividad humana se entrelaza con este tipo de energía. ¿Qué sucederá cuando se agoten el gas y el petróleo, fuentes que hoy en día producen mayoritariamente la electricidad?", pregunta el doctor en química **Derek P. Gregory**, investigador dedicado en los Estados Unidos e Inglaterra al estudio de las diversas fuentes energéticas. "Creo que las centrales nucleares pueden generar hidrógeno, el combustible ideal en más de un aspecto", afirma Gregory. Luego de la combustión del hidrógeno —señala el especialista—, que ocurre cuando el gas se pone en contacto con el aire, en la atmósfera solo queda vapor de agua como residuo. Diferencia fundamental con las sustancias contaminantes que los otros combustibles producen.

Se han concebido sistemas energéticos permanentes basados en la energía nuclear como fuente primaria y en el hidrógeno como instancia secundaria. El hidrógeno absorbería la electricidad sobrante en las horas de baja demanda para reconvertirla en los momentos de consumo pico; así, las centrales nucleares e hidroeléctricas operarían siempre al máximo de su capacidad. En caso de sequías o desperfectos en centrales nucleares, circunstancias que en la Argentina ponen en jaque la oferta de electricidad, el hidrógeno acumulado generaría la energía necesaria.

Si bien el hidrógeno es mucho más explosivo que el gas natural e incluso atraviesa ciertos metales, existen métodos de control y envasado que lo habilitan para ser un **comodín energético.** A diferencia de la energía generada por corrientes de agua, viento u otras fuentes, el hidrógeno puede almacenarse.

*Artículo publicado en la **Sección Ciencia y Técnica** del diario CLARÍN, el 25 de julio de 1989. Adaptado por el autor.*



3. CLASES DE REACCIONES QUÍMICAS

Al estudiar las reacciones químicas encontramos casos como los siguientes:

a) Si a una solución de cloruro de sodio se le añade solución de nitrato de plata, se forma un precipitado blanco de cloruro de plata y queda disuelto nitrato de sodio.

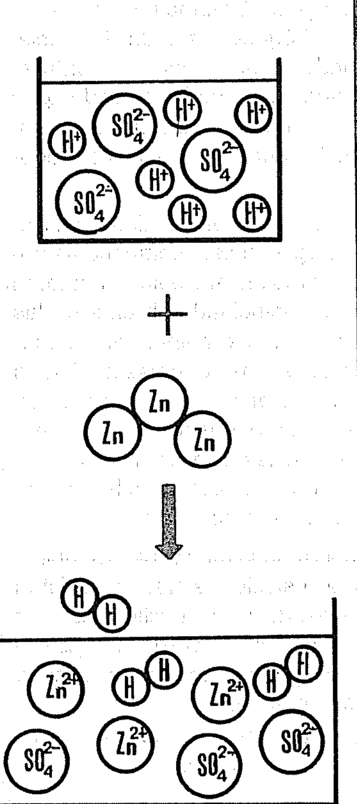
$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$

En la solución de cloruro de sodio hay presentes cationes Na^+ y aniones Cl^- y en la solución de nitrato de plata se encuentran cationes Ag^+ y aniones NO_3^-. Al ponerse en contacto ambas soluciones, los cationes Ag^+ se unen con los aniones Cl^- por la gran afinidad que tienen entre sí, formando cloruro de plata (AgCl), que es blanco e insoluble en agua y, por lo tanto, precipita. Los aniones NO_3^- y los cationes Na^+ quedan en la solución.

Entonces la ecuación puede escribirse así:

$Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- \longrightarrow AgCl + Na^+ + NO_3^-$

Muchas reacciones químicas se producen de modo semejante al expuesto, es decir, por reagrupamiento de los iones de acuerdo con sus respectivas afinidades.



b) Si en un tubo de ensayo que contiene solución de ácido sulfúrico, se introduce una granalla de cinc, se observa el desprendimiento de gas hidrógeno y en la solución se encuentra sulfato de cinc:

$H_2SO_4 + Zn \longrightarrow H_2 + ZnSO_4$

El ácido sulfúrico disuelto en agua se disocia en cationes H^+ y aniones SO_4^{2-}, mientras que el cinc está constituido por átomos neutros de Zn°. Al producirse el contacto entre el cinc y la solución ácida, los cationes H^+ toman electrones de los átomos de cinc, transformándose en átomos neutros de H° que se agrupan en moléculas biatómicas de hidrógeno (H_2) y se desprenden en estado gaseoso. En la solución quedan cationes Zn^{2+} y aniones SO_4^{2-} que constituyen el sulfato de cinc.

En consecuencia, la ecuación puede escribirse del siguiente modo:

$2\,H^+ + SO_4^{2-} + Zn^{\circ} \longrightarrow H_2^{\circ} + Zn^{2+} + SO_4^{2-}$

En esta reacción hay transferencia de electrones del cinc al hidrógeno.

Las reacciones químicas en que se produce transferencia de electrones, se denominan **procesos de óxido-reducción.**

En síntesis:

Las reacciones químicas pueden dividirse en dos grandes grupos:

- Reacciones en las que no se produce transferencia de electrones.
- Reacciones en las que hay transferencia de electrones. (Procesos de óxido-reducción.)

4. ÓXIDO-REDUCCIÓN

Los procesos químicos de oxidación y reducción son frecuentemente observados y ampliamente conocidos, siendo los más comunes: las combustiones, la corrosión de los metales, la respiración celular, la síntesis clorofílica, la producción de electricidad en las pilas eléctricas, la transformación del vino en vinagre, etcétera.

Las oxidaciones se efectúan con mayor o menor velocidad. En cuanto a los metales, el magnesio se oxida rápidamente dando calor y luz intensa; el hierro, expuesto al aire húmedo, forma herrumbre en forma lenta; el cromo y el níquel son de difícil oxidación. Los metales nobles (oro, platino y plata) no se combinan con el oxígeno.

En general, en las oxidaciones de los metales hay desprendimiento de calor, pero como el proceso es lento resulta difícil apreciarlo.

Antiguamente, se entendía por oxidación la combinación de una sustancia con el oxígeno y por reducción el proceso opuesto, es decir, la separación del oxígeno de una sustancia. Así, podemos señalar como ejemplos:

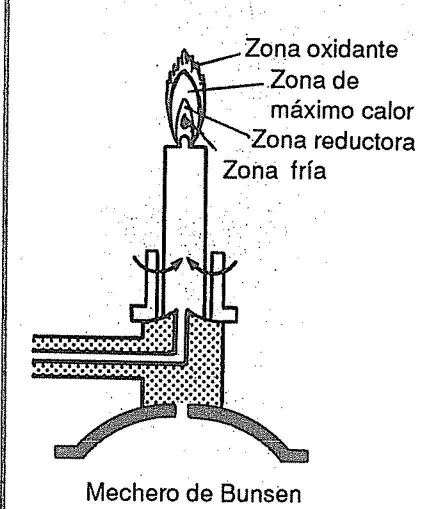
a) la oxidación del hierro, que es cuando el hierro se combina con el oxígeno, formando óxido de hierro (II):

$$Fe + 1/2\ O_2 \longrightarrow FeO$$

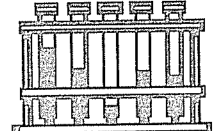
b) la reducción del óxido de cobre (II), en que el hidrógeno separa al oxígeno del óxido:

$$CuO + H_2 \longrightarrow H_2O + Cu$$

Actualmente, al profundizarse el conocimiento de la estructura del átomo, se ha efectuado una interpretación de estos fenómenos desde el punto de vista electrónico.



Mechero de Bunsen



TRABAJO PRÁCTICO

UNA REACCIÓN DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

Objetivos:



- Identificar un proceso de óxido-reducción.
- Verificar cuál es la sustancia que se oxida y cuál la que se reduce.

Solución de sulfato de cobre

Materiales:

2 tubos de ensayo
1 gradilla
1 repasador

- Solución de $CuSO_4$ al 15% (P/V)
- Cinc en granallas

granallas de cinc

Procedimiento:

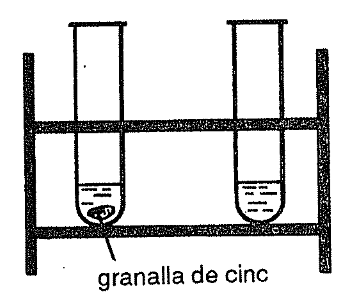
1) En dos tubos de ensayo coloque aproximadamente 2 ml de solución de sulfato de cobre. (Uno de los tubos queda como testigo y el otro se utiliza en la reacción.)

Indique: ¿Qué iones se encuentran en esta solución?: ....

....

¿A qué iones se debe el color de la solución?: ....

....



granalla de cinc

2) Considere las granallas de cinc. Responda:

a) ¿qué partículas constituyen una granalla de cinc?: ....

.... ¿neutros o con carga eléctrica?:

....

3) Agregue una granalla de cinc en uno de los tubos de ensayo.

Deje en reposo unos minutos.

4) Observe si se forma un precipitado, si hay disminución de color o si se desprende algún gas: ....

....

....

....

En caso de haberse formado un precipitado: ¿de qué es?: ....

....

Si la solución está más clara, explique el porqué: ....

....

Si hay desprendimiento de gas, ¿de qué es?:..

....

5) Escriba la ecuación que representa esta reacción, colocando los iones que corresponden:

....

6) Reflexione y responda:

   a) ¿Qué le sucedió a los iones de Cu^{2+} desde el punto de vista eléctrico?:

   ....

   ¿por qué?:...

   ....

   b) ¿En qué se transformaron los átomos de cinc?: ....

   ¿por qué?:...

   ....

7) Cuando un átomo o ion **pierde** uno o más electrones se **oxida**, mientras que si **gana** uno o más electrones se **reduce**.

   En la reacción observada:

   a) ¿quién se oxida?: ....¿por qué?:..............................

   b) ¿quién se reduce?: ....¿por qué?: ....

   c) ¿Hubo intercambio de electrones?: ....

   ¿entre quienes?: ....

   ¿cómo se denomina el proceso?:...

   ....

5. ¿QUÉ SON PROCESOS REDOX?

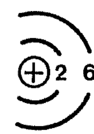
A modo de ejemplo, analizaremos la formación del óxido de calcio:

– El átomo de calcio (metal) por tener la siguiente estructura electrónica



tiene tendencia a ceder dos electrones, transformándose en catión Ca^{2+}, lo que puede expresarse así: $Ca^{\circ} \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,e$.

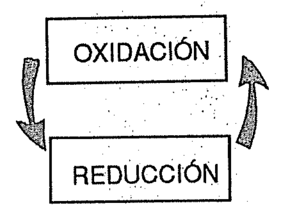
– El oxígeno (no metal), cuya estructura es



trata de ganar dos electrones, convirtiéndose en anión O^{2-}, lo que puede representarse del siguiente modo: $O^{\circ} + 2\,e \longrightarrow O^{2-}$.

– Entonces, cada átomo de calcio cede dos electrones a un átomo de oxígeno y se unen por tener cargas eléctricas de diferente signo, formando óxido de calcio (CaO).

– El calcio cede electrones, se **oxida**, mientras que el oxígeno gana electrones, se **reduce**. Entonces, en la formación del óxido de calcio, se produce la **oxidación** del calcio y la **reducción** del oxígeno.



Cuando un elemento se oxida hay otro que se reduce y la cantidad de electrones que cede un átomo es igual a la cantidad de electrones que gana el otro.

Todo proceso de oxidación va acompañado por un proceso de reducción y viceversa. Por eso se los designa con el nombre de **procesos de óxido-reducción** o, en forma más abreviada, **procesos redox.**

Veamos otro caso en donde no interviene el oxígeno: la reacción del sulfato de cobre con el hierro.

Si colocamos en un tubo de ensayo solución de sulfato de cobre ($CuSO_4$), de color azul, e introducimos en ella un clavo de hierro, al cabo de unos minutos, observamos que aparece un depósito rojizo de cobre y el color de la solución se torna verdoso por los cationes Fe^{2+}:

$$CuSO_4 + Fe \longrightarrow Cu + FeSO_4$$

En la solución de sulfato de cobre hay cationes Cu^{2+} y aniones SO_4^{2-} y en el clavo de hierro átomos de Fe. Al ponerse en contacto el hierro con

la solución, los cationes de Cu^{2+} se neutralizan depositándose como cobre metálico, mientras que del clavo de hierro se desprenden cationes de Fe^{2+} formando sulfato de hierro (II), que da color verde a la solución. Esta reacción puede representarse así:

$$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + Fe^{\circ} \longrightarrow Cu^{\circ} + Fe^{2+} + SO_4^{2-}$$

Los átomos de hierro pierden dos electrones cada uno para convertirse en cationes Fe^{2+}: se **oxidan.**

$Fe^{\circ} \longrightarrow Fe^{2+} + 2e$ **(hemirreacción de oxidación)**

Los cationes de Cu^{2+} ganan dos electrones cada uno, transformándose en cobre metálico: se **reducen.**

$Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu^{\circ}$ **(hemirreacción de reducción)**

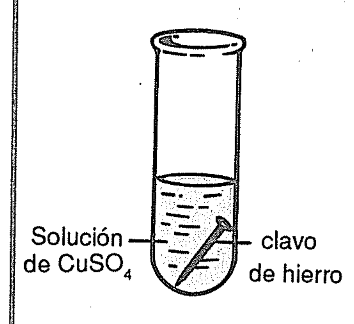
Sumando miembro a miembro las hemirreacciones de oxidación y reducción, tenemos:

$$Fe^{\circ} \longrightarrow Fe^{2+} + 2e$$

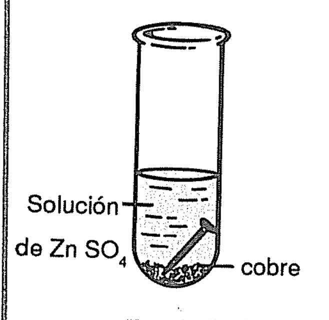
$$Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu^{\circ}$$

$$Fe^{\circ} + Cu^{2+} + \cancel{2e} \longrightarrow Fe^{2+} + \cancel{2e} + Cu^{\circ}$$

El hierro, por ceder electrones, actúa como **agente reductor**, mientras que el cobre, por aceptar electrones, es un **agente oxidante**.



Estado inicial



Estado final

Generalizando:

Oxidación es toda reacción química en la cual los átomos o iones ceden electrones.

Reducción es toda transformación química en la cual los átomos o iones ganan electrones.

Procesos redox son todas las reacciones químicas en que hay transferencia de electrones de un átomo o ion a otro átomo o ion.

Agente oxidante es la sustancia que realiza la oxidación de otra.

Agente reductor es la sustancia que produce la reducción de otra.

El **número de oxidación** se utiliza en lugar del número de valencia.

5.1. Números de oxidación

Desde el punto de vista de las reacciones de óxido-reducción, para interpretar los compuestos químicos es más conveniente utilizar el número de oxidación en lugar del número de valencia.

El número de oxidación, también llamado estado de oxidación, es un número convencional que indica la carga eléctrica que tiene o parece tener un átomo en un compuesto químico.

En los compuestos iónicos es fácil asignar el número de oxidación, pues se conocen las cargas eléctricas de los átomos que los constituyen. Así, en el cloruro de sodio (Na Cl), el cloro tiene un número de oxidación de –1, mientras que el sodio de +1.

En cambio, en los compuestos covalentes existen dificultades para saber cuál es el átomo positivo y cuál el negativo. Para resolver esta situación se ha establecido que, en el caso de uniones covalentes, los pares de electrones compartidos se deben atribuir al elemento más electronegativo. Así, en el caso del agua $H : \ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}} : H$, como el oxígeno es más electronegativo, se le asignan los dos electrones compartidos y en consecuencia su número de oxidación es –2. Los átomos de hidrógeno, supuestamente privados de su electrón, presentan número de oxidación +1. De este modo la molécula es neutra: +1 (H), +1 (H), –2 (O) = O.

En cada molécula, la suma de los números de oxidación es igual a cero.

En los casos en que los átomos que forman la molécula son iguales (Cl_2, H_2, O_2, etcétera), los electrones compartidos se consideran distribuidos en forma equitativa. Así, por ejemplo, en la molécula de cloro ($: \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}} : \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}} :$), como el par de electrones es compartido por dos átomos iguales, a cada átomo le corresponde uno de los dos electrones del par y, por lo tanto, la carga eléctrica asignada a estos átomos es nula. El número de oxidación de los átomos de cloro en las moléculas de cloro es cero.

De acuerdo con las consideraciones que hemos efectuado, es posible obtener el número de oxidación de los átomos en cualquier molécula. Sin embargo, como este procedimiento, a veces, es complejo, se han establecido las siguientes reglas que permiten hallar el número de oxidación de un modo más simple:

1. El número de oxidación de las sustancias simples (Na, Ca, H_2, O_2, S_8, P_4) es igual a cero.
2. El número de oxidación de los iones es igual a la carga del ion. ($Na^+ = +1$; $O^{2-} = -2$; $Ca^{2+} = +2$; $F^- = -1$).
3. El número de oxidación del hidrógeno combinado es +1, con excepción de los hidruros metálicos donde vale –1.
4. El número de oxidación del oxígeno combinado es –2, con excepción de los peróxidos en que vale –1.
5. La suma de los números de oxidación que forman una molécula es siempre igual a cero.

Aplicaciones:

1. Calcular el número de oxidación de los siguientes átomos, iones y moléculas:

   a) potasio, K; b) catión Ca^{2+}; c) bromo, Br_2; d) anión S^{2-}; e) calcio, Ca.

   Respuestas:

   a) El número de oxidación del potasio es cero porque es una sustancia simple.

   b) El catión Ca^{2+} tiene número de oxidación +2 porque esa es su carga eléctrica.

   c) El bromo en Br_2 presenta número de oxidación cero porque es una sustancia simple.

   d) El anión S^{2-} tiene número de oxidación –2 porque es la carga eléctrica que presenta.

2. Calcular el número de oxidación del nitrógeno en el ácido nítrico (HNO_3):

   Solución:

   De acuerdo con la regla N° 5, la suma de los números de oxidación que forman una molécula es siempre igual a cero:

   Número de oxidación del H + número de oxidación del N + número de oxidación del 0 . 3

   Entonces: $+1 + x + (-2 . 3) = 0$ $1 + x + (-6) = 0$ despejando x: $x = 0 - 1 + 6 = +5$

   R.: En el ácido nítrico, el número de oxidación del nitrógeno es +5.

3. Calcular el número de oxidación del azufre en el anión sulfato (SO_4^{2-}):

   Solución:

   Como el número de oxidación del ion es –2, será:

   Número de oxidación del azufre + número de oxidación del oxígeno. 4 = –2

   Reemplazando por sus valores: $x + (-2 . 4) = -2$, de donde:

   $x - 8 = -2$ Entonces: $x = -2 + 8 = +6$

   R.: El número de oxidación del azufre en el anión sulfato es +6.

5.2. Ajuste de ecuaciones redox: Método del ion-electrón

En los procesos redox, entre reactivos en solución acuosa, se pueden igualar o ajustar las correspondientes ecuaciones químicas por el denominado **método del ion-electrón**.

Si a una solución de cloruro de hierro (III) se le agrega otra solución de cloruro de estaño (II), se produce la siguiente reacción:

$FeCl_3 + SnCl_2 \longrightarrow FeCl_2 + SnCl_4$

Para igualar esta ecuación por el método del ion-electrón se procede de la siguiente forma:

1) Se escribe la ecuación ionizada: (el agua, los óxidos y las sustancias simples no se ionizan.)

$Fe^{3+} + 3\ Cl^- + Sn^{2+} + 2\ Cl^- \longrightarrow Fe^{2+} + 2\ Cl^- + Sn^{4+} + 4\ Cl^-$

2) Se escriben las hemirreacciones de oxidación y de reducción:

$Sn^{2+} \longrightarrow Sn^{4+} + 2e$ (oxidación)

$Fe^{3+} + 1\ e \longrightarrow Fe^{2+}$ (reducción)

3) Como el número de electrones cedidos en la oxidación debe ser igual al número de electrones adquiridos en la reducción, se iguala el número de electrones en ambas hemirreacciones multiplicándolas por coeficientes apropiados:

$Sn^{2+} \longrightarrow Sn^{4+} + 2\ e$

$2\ Fe^{3+} + 2\ e \longrightarrow 2\ Fe^{2+}$

4) Se suman miembro a miembro las hemirreacciones de oxidación y reducción y luego se simplifican los electrones:

$$\begin{array}{rcl} Sn^{2+} & \longrightarrow & Sn^{4+} + 2\ e \\ 2\ Fe^{3+} + 2\ e & \longrightarrow & 2\ Fe^{2+} \\ \hline 2\ Fe^{3+} + 2e + Sn^{2+} & \longrightarrow & 2\ Fe^{2+} + Sn^{4+} + 2\ e \end{array}$$

5) Los coeficientes de la ecuación iónica de óxido-reducción corresponden a los de la ecuación molecular:

$2\ FeCl_3 + SnCl_2 \longrightarrow 2\ FeCl_2 + SnCl_4$

Hay otras reacciones más complicadas, en donde se debe tener en cuenta si el medio en donde se realizan es ácido o alcalino. A modo de ejemplo, consideremos la reacción entre el ácido nítrico y el cobre:

$HNO_3 + Cu \longrightarrow Cu\ (NO_3)_2 + NO + H_2O$

Para igualar esta ecuación se procede así:

1) Se escribe la ecuación ionizada: (el agua, los óxidos y las sustancias simples no se ionizan)

$H^+ + NO_3^- + Cu^\circ \longrightarrow Cu^{2+} + 2\ NO_3^- + NO + H_2O$

2) Se escriben las hemirreacciones de oxidación y reducción:

$Cu^\circ \longrightarrow Cu^{2+} + 2\ e$ (oxidación)

Para escribir la hemirreacción de reducción, se debe observar que el anión NO_3^- (tres oxígenos) se ha reducido a NO (un oxígeno). Por lo tanto, los dos átomos de oxígeno faltantes se unen a cuatro H^+ provenientes del ácido y forman dos moléculas de agua:

$4H^+ + NO_3^- \longrightarrow NO + 2\,H_2O$

Esta ecuación aún no está igualada desde el punto de vista de las cargas eléctricas, porque en el primer miembro hay cuatro cargas positivas y una negativa, y el segundo miembro es neutro. Por eso se deben agregar tres electrones en el primer miembro:

$4H^+ + NO_3^- + 3\,e \longrightarrow NO + 2\,H_2O$ (hemirreacción de reducción)

3) Se iguala el número de electrones en ambas hemirreacciones, multiplicándolos por coeficientes apropiados:

$3\,Cu^\circ \longrightarrow 3\,Cu^{2+} + 6\,e$

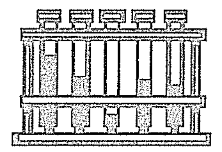
$8\,H^+ + 2\,NO_3^- + 6\,e \longrightarrow 4\,H_2O + 2\,NO$

4) Se suman y simplifican las hemirreacciones de oxidación y reducción:

$$\begin{array}{rcl} 3\,Cu^\circ & \longrightarrow & 3\,Cu^{2+} + 6\,e \\ 8\,H^+ + 2\,NO_3^- + 6\,e & \longrightarrow & 4\,H_2O + 2\,NO \\ \hline 3\,Cu^\circ + 8\,H^+ + 2\,NO_3^- + 6\,e & \longrightarrow & 3\,Cu^{2+} + 6\,e + 4\,H_2O + 2\,NO \end{array}$$

5) Los ocho H^+ proceden del ácido nítrico y, por lo tanto, la ecuación ajustada es:

$8\,HNO_3 + 3\,Cu \longrightarrow 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 2\,NO + 4\,H_2O$



TRABAJO PRÁCTICO

PODER OXIDANTE

Objetivos:

- Identificar reacciones de óxido-reducción en metales comunes.
- Ordenar algunos metales por poder reductor decreciente.

Materiales:

16 tubos de ensayo
1 gradilla para 24 tubos
1 lápiz fibra
1 repasador
4 granallas de cinc
4 clavos de hierro
4 trozos pequeños de plomo
4 trozos pequeños de cobre

- Solución de sulfato o cloruro de cinc
- Solución de sulfato ferroso
- Solución de sulfato o acetato de plomo
- Solución de sulfato de cobre

Procedimiento:

1) Disponga 16 tubos de ensayo en una gradilla y numérelos del 1 al 16.

2) Coloque en cada uno de los tubos de ensayo Nros.:

1, 5, 9 y 13 una granalla de cinc

2, 6,10 y 14 un clavo de hierro

3, 7,11 y 15 un trozo de plomo

4, 8, 12 y 16 un trozo de cobre

3) Coloque aproximadamente 2 ml de solución de:

sulfato o cloruro de cinc en los tubos Nros. 1, 2, 3 y 4

sulfato ferroso en los tubos Nros. 5, 6, 7 y 8

sulfato o acetato de plomo en los tubos Nros. 9, 10, 11 y 12

sulfato de cobre en los tubos Nros. 13, 14, 15 y 16

4) Deje en reposo unos minutos.

5) Observe en qué tubos hubo reacción (cambio de color y/o presencia de precipitado).

6) Complete el siguiente cuadro, indicando, en los casos en que hubo reacción, cuál es el metal que se ha depositado:

Solución / **Metal**	$ZnSO_4$	$FeSO_4$	$PbSO_4$	$CuSO_4$
Zn				
Fe				
Pb				
Cu				

7) En los casos en que hubo reacción química, escriba la ecuación molecular correspondiente:

....

....

....

....

....

....

....

....

8) Escriba las correspondientes hemirreacciones de:

a) oxidación: ....

b) reducción: ....

9) Reflexione y responda:

— En los casos observados:

a) ¿Cuál es el elemento que más se oxida?:..

b) ¿Cuál es el elemento que no se ha oxidado?: ....

c) ¿Cuál es el metal más reductor?:..

d) ¿Cuál es el metal más oxidante?: ....

e) Ordene los metales empleados por poder oxidante creciente o, lo que es lo mismo, por poder reductor decreciente: ....

5.3. ¿Cuándo un elemento oxida a otro?

1) Al estudiar las propiedades de los ácidos, observamos que al colocar ácido clorhídrico en dos tubos de ensayo e introducir en uno de ellos una granalla de cinc y en el otro un trozo de cobre, en el tubo con Zn se produce desprendimiento de abundantes burbujas de gas de hidrógeno y en el tubo con Cu no hay reacción. Este hecho puede representarse así:

$2H^+ + 2\ Cl^- + Zn^\circ \longrightarrow H_2^\circ + Zn^{2+} + 2\ Cl^-$ (1)

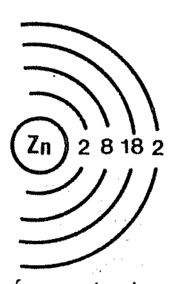
$2H^+ + 2\ Cl^- + Cu^\circ \longrightarrow$ **No hay reacción** (2)

En el caso (1), los cationes H^+ se reducen a átomos de hidrógeno, formando moléculas de H_2, mientras que los átomos de cinc (Zn°) se oxidan, formando cationes de Zn^{2+}. Esto indica que el cinc cede electrones a los iones H^+, es decir que el cinc reduce al hidrógeno:

$2H^+ + Zn^\circ \longrightarrow H_2^\circ + Zn^{2+}$ (ecuación de óxido-reducción)

En el caso (2), el cobre atrae más a sus electrones externos que los cationes H^+ y, por lo tanto, no los puede reducir:

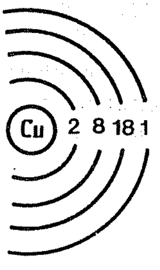
$2H^+ + Cu^\circ \longrightarrow$ **No hay reacción**



Átomo de cinc



Átomo de hidrógeno



Átomo de cobre

2) Si a una solución de nitrato de plata se le agrega un trozo de cobre, sobre éste se deposita un sólido gris (Ag) y la solución se torna de color verde azulado por la formación de Cu^{2+} pues ocurre lo siguiente:

$$2\ AgNO_3 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$$

siendo la ecuación de óxido-reducción:

$$2\ Ag^+ + Cu^\circ \longrightarrow 2\ Ag + Cu^{2+}$$

Por el contrario, si se dispone de una solución de sulfato de cobre a la cual se le agrega un trozo de plata, no se produce reacción alguna:

$Cu\ SO_4 + Ag \longrightarrow$ **No hay reacción**

Las soluciones de sales de plata no se pueden conservar en recipientes de cobre.

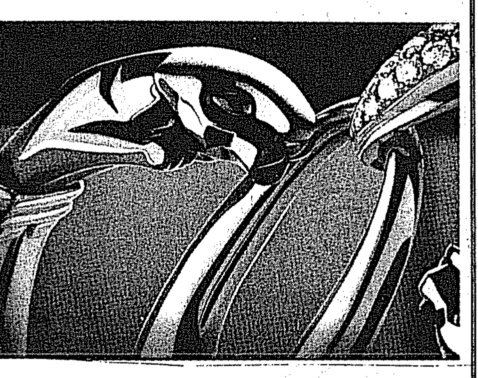
Entonces, el cobre reduce a los cationes Ag^+, pero la plata metálica no puede reducir a los cationes Cu^{2+}. Esto significa que el cobre cede con mayor facilidad sus electrones externos que la plata.

Por lo tanto, **la tendencia a ceder electrones** en los casos anteriores, se puede ordenar, en forma decreciente, del siguiente modo:

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e$$
$$H_2 \longrightarrow 2\ H^+ + 2\ e$$
$$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2\ e$$
$$Ag \longrightarrow Ag^+ + e$$

Poder reductor creciente (↑)

El análisis de este ordenamiento nos permite deducir que si introducimos un trozo de cinc en una solución de $AgNO_3$, se producirá un depósito de plata, pues el cinc tiene mayor poder reductor que la plata; es decir, cede sus electrones con más facilidad. Por el contrario, si disponemos una solución de $ZnSO_4$ e introducimos en ella un trozo de plata, no habrá reacción.



La plata, el oro y el platino se usan para realizar obras de arte y adorno, por su resistencia a la oxidación.

En consecuencia podemos establecer que:

La posibilidad de que un elemento oxide o no a otro, depende de la menor o mayor tendencia que tiene para ceder electrones.

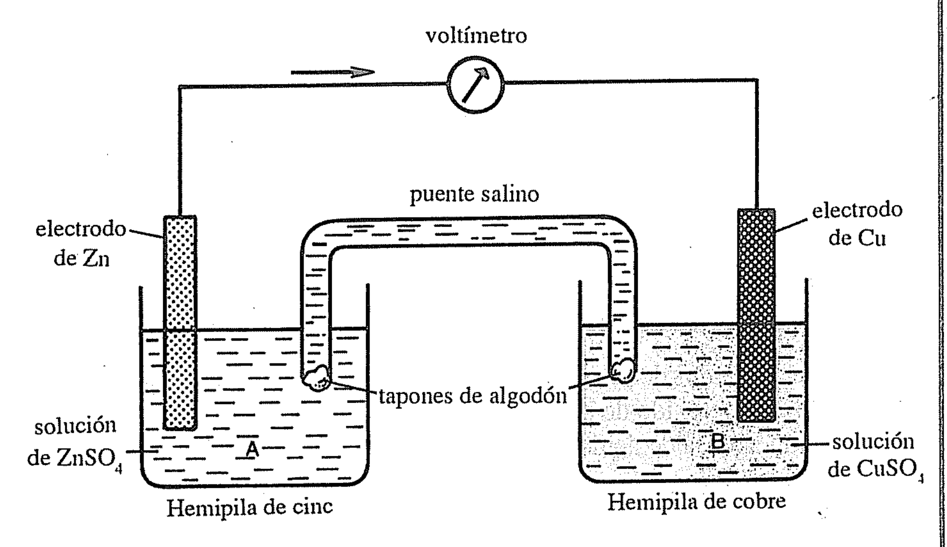
Esto puede ser medido cuantitativamente por medio de pilas, como veremos más adelante.

La escasa tendencia a ceder sus electrones (oxidarse) por parte de la plata, el oro y el platino, explica la dificultad que presentan para formar óxidos. Esta propiedad justifica su utilización en orfebrería.

5.4. Producción de electricidad: las pilas

En los ***procesos redox*** hay transferencia de electrones y esta característica puede aprovecharse para producir una corriente eléctrica. Tal es el caso de la **pila galvánica** o **voltaica**, que transforma la energía química en energía eléctrica.

Como ejemplo de pila voltaica, describiremos la pila de **Daniell,** que puede esquematizarse de la siguiente forma:



En el recipiente A hay una solución de sulfato de cinc, $ZnSO_4$, con un electrodo de cinc y en el recipiente B una solución de sulfato de cobre ($CuSO_4$) con un electrodo de cobre.

El recipiente A constituye la **hemipila de cinc,** formada por el par cinc-cationes de cinc, que se simboliza así: Zn/Zn^{2+}. El recipiente B es la **hemipila de cobre**, constituida por el par cobre-cationes de cobre, que se representa así: Cu/Cu^{2+}.

Entonces, la pila se representa del siguiente modo:

Zn/Zn^{2+} **/** Cu/Cu^{2+}

Los recipientes A y B están unidos por medio de un tubo de vidrio que contiene una solución de cloruro de potasio (KCl), denominada **puente salino,** por donde se realiza el intercambio de electrones que permite mantener la neutralidad de las soluciones.

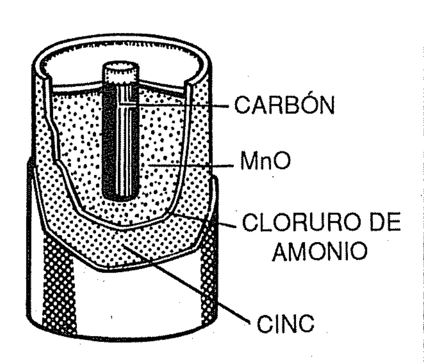
Cuando se conecta el electrodo de cinc con el de cobre, a través de un alambre conductor (cable), el voltímetro indica que hay paso de corriente eléctrica. Esta corriente se origina por el movimiento de electrones desde el cinc hacia el cobre, como consecuencia de la mayor facilidad que tiene el cinc para ceder electrones.



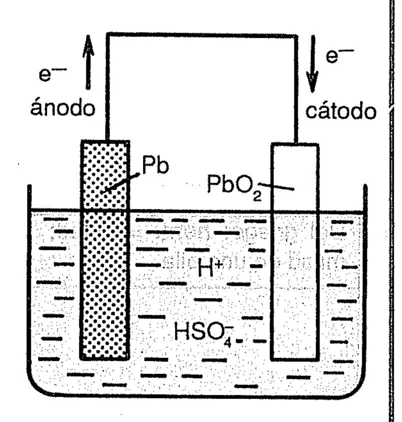
Alessandro Volta (1745-1827), inventor de la pila.

Hemipila

Del griego: **hemi** = mitad; mitad de una pila.



En radios, linternas y calculadoras se usan las denominadas **pilas secas.**



Acumulador elemental de plomo.

V = símbolo de la unidad de potencial eléctrico denominada **volt**.

El electrodo de cinc (**ánodo**) va reduciendo su tamaño porque los átomos del mismo, al perder electrones, se transforman en cationes Zn^{2+} que se difunden en la solución:

$$Zn^{\circ} \longrightarrow Zn^{2+} + 2e$$

El electrodo de cobre (**cátodo**) va aumentando su tamaño porque los electrones provenientes del cinc son captados por los cationes Cu^{2+} de la solución, transformándose en átomos de cobre que se depositan sobre el electrodo:

$$Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu^{\circ}$$

La pila funciona hasta que se agotan los cationes Cu^{2+} o desaparece el electrodo de cinc.

5.5. Acumulador de plomo

En principio, cualquier reacción de óxido-reducción puede separarse en dos hemirreacciones y utilizarse para producir corriente eléctrica.

En el acumulador de plomo (véase figura adjunta) los electrodos de plomo (Pb) y de bióxido de plomo (PbO_2) se encuentran sumergidos en una solución acuosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Al funcionar el acumulador suceden las siguientes reacciones:

Ánodo: $Pb + HSO_4^- \longrightarrow PbSO_4 + H^+ + 2e$

Cátodo: $PbO_2 + HSO_4^- + 3\ H^+ + 2e \longrightarrow PbSO_4 + 2\ H_2O$

Total: $Pb + 2\ HSO_4^- + 2\ H^+ + PbO_2 \longrightarrow 2\ PbSO_4 + 2\ H_2O$

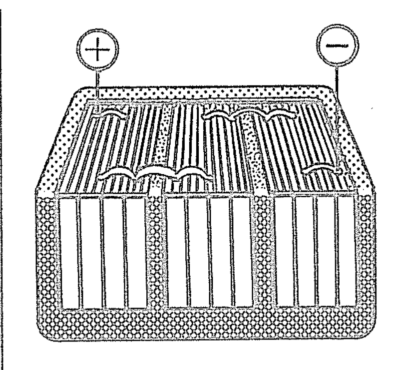
Entonces, durante el funcionamiento, los electrodos de plomo y O_2Pb van desapareciendo y la concentración del ácido sulfúrico disminuye.

La densidad de la solución acuosa depende principalmente de la concentración de ácido sulfúrico. Cuando el acumulador está completamente cargado, la densidad es de 1,2 a 1,3 y cuando está descargado desciende hasta 1,15. Por eso, para conocer el estado de carga de un acumulador se mide el valor de la densidad de la solución ácida.

Para cargar un acumulador que se ha descargado, se hace pasar una corriente eléctrica, produciéndose en los electrodos reacciones inversas a las antes descriptas. De esa manera, el dispositivo vuelve a las condiciones iniciales.

El acumulador que se ha descripto es el acumular elemental que provee una fuerza electromotriz de 2 V. En la industria, para aumentar el suministro de electricidad, en vez de usar una sola placa positiva y otra negativa, se emplean varias intercaladas y conectadas a un solo terminal positivo y a otro negativo (generalmente son siete placas positivas y ocho

negativas). Para evitar que las placas se toquen, se coloca entre ellas separadores de goma, madera o plástico. El conjunto de placas se ubica dentro de una caja de plástico o ebonita que contiene la solución acuosa de ácido sulfúrico.



Acumulador de automóvil

5.6. Potencial de oxidación

La corriente eléctrica se produce en las pilas porque existe una diferencia de potencial entre los electrodos. Así, en la pila de Daniell antes descripta (Zn/Zn^{2+} / Cu/Cu^{2+}), cuando las concentraciones de los cationes Zn^{2+} y Cu^{2+} son 1 M, el voltímetro indica una diferencia de potencial de 1,10 V entre los electrodos, independientemente del tamaño de éstos y del tamaño de la pila.

Si se cambia una de las hemipilas, por ejemplo la de cobre, por otra de níquel, queda formada la pila: Zn/Zn^{2+} / Ni/Ni^{2+}; en este caso, el voltímetro señala una diferencia de potencial de 0,51 V, cuando las concentraciones de los cationes Zn^{2+} y Cu^{2+} son 1 M.

Experimentalmente se ha establecido que:

> La diferencia de potencial entre dos hemipilas depende de las sustancias que las forman y de sus concentraciones.

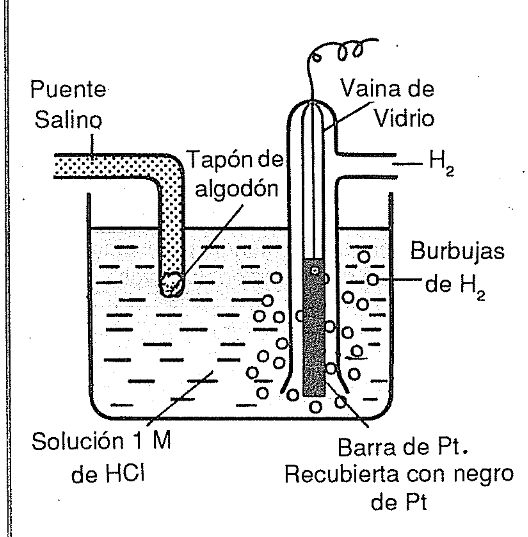
La diferencia de potencial (voltaje) indica la intensidad de la fuerza que obliga a los electrones a desplazarse a través del circuito e indirectamente la posibilidad de que se produzcan o no los distintos procesos de óxido-reducción.

Si una de las hemipilas está constituida por un metal que se oxida fácilmente (Li, Na, Zn, etcétera) y la otra por un elemento que tiene dificultad para ceder sus electrones (Ag, Cl, F, etcétera), la pila presenta una considerable diferencia de potencial.

El voltímetro mide la diferencia de potencial entre dos hemipilas, pero no es posible conocer el potencial de uno solo de los electrodos, porque para que haya paso de electricidad se requieren los dos.

Por esta causa, para poder adjudicar un determinado valor al potencial de cada electrodo, se convino en asignar a la **hemipila normal de hidrógeno** ($H^+ + e \longrightarrow 1/2\ H_2$) un valor de **cero**.

Esta hemipila normal de hidrógeno está constituida por un electrodo de hidrógeno, formado por una barra de platino (Pt), cuya superficie está saturada de gas de hidrógeno (H_2), que se inyecta a una presión de 1 atm. Este electrodo está sumergido en una solución 1 M de hidrogeniones (H^+), que se puede obtener a partir de una solución 1 M de ácido clorhídrico (HCl). Las mediciones se realizan a la temperatura de 25 °C.

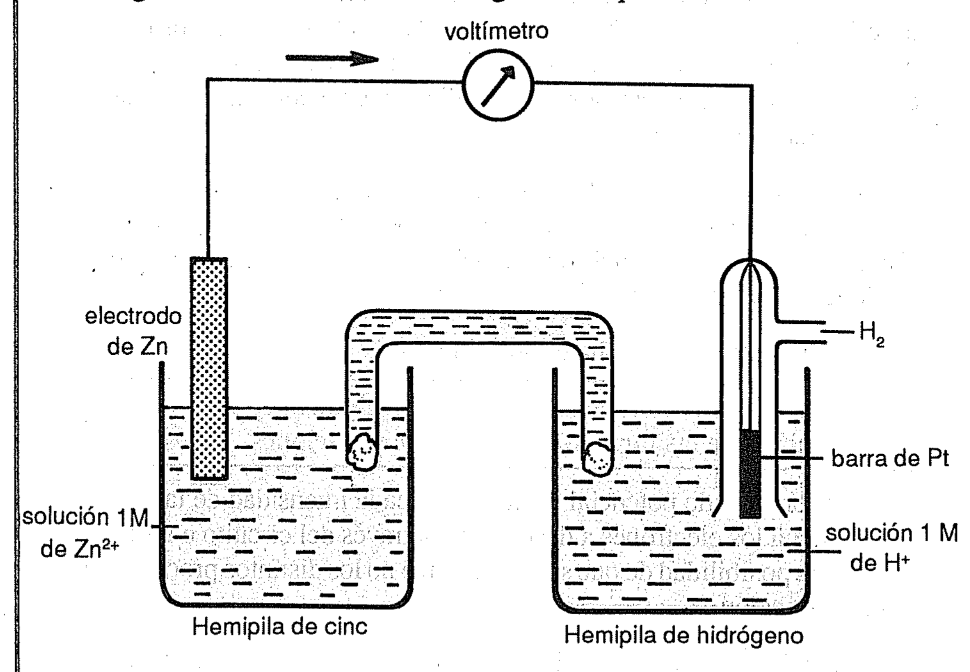


Hemipila de hidrógeno

Convencionalmente se ha establecido que el potencial de oxidación del hidrógeno es igual a cero.

Entonces, **el potencial de un elemento químico se establece midiendo la diferencia de potencial entre la hemipila normal de hidrógeno y la hemipila de dicho elemento, cuyos iones se encuentran en solución acuosa con una concentración 1 M y a la temperatura de 25 °C. Los valores obtenidos se denominan potenciales de oxidación.**

En el caso del cinc, para determinar su potencial de oxidación se utiliza una pila constituida por una hemipila de cinc y una hemipila normal de hidrógeno, como se observa en el siguiente esquema:



Como el voltímetro señala una diferencia de potencial de 0,76 V, el potencial de oxidación del cinc ($Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e$) es de + 0,76.

Los elementos que se oxidan con más facilidad que el hidrógeno tienen potenciales de oxidación positivos.

Cuando el elemento presenta mayor facilidad para ceder electrones que el hidrógeno, el potencial de oxidación es positivo (Zn, Fe, Na, etc.); en caso contrario, el potencial es negativo (Cu, Ag, Cl, F, etc.). Para el hidrógeno, como ya fue señalado, se le ha adjudicado, en forma convencional, valor cero.

Entonces, podemos establecer que:

El potencial de oxidación de un elemento indica la tendencia que tiene dicho elemento a ceder electrones (oxidarse) en comparación con el hidrógeno.

Experimentalmente se han medido los potenciales de oxidación de los diferentes elementos químicos, algunos de los cuales se encuentran en la siguiente Tabla:

Potenciales de oxidación

Hemirreacción	Volt
$Li \rightleftharpoons Li^{+} + e$	+ 3,05
$K \rightleftharpoons K^{+} + e$	+ 2,93
$Ca \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2e$	+ 2,87
$Na \rightleftharpoons Na^{+} + e$	+ 2,71
$Mg \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2e$	+ 2,37
$Al \rightleftharpoons Al^{3+} + 3e$	+ 1,66
$Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e$	+ 0,76
$Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2e$	+ 0,44
$Cr \rightleftharpoons Cr^{3+} + 3e$	+ 0,41
$Ni \rightleftharpoons Ni^{2+} + 2e$	+ 0,25
$Sn \rightleftharpoons Sn^{2+} + 2e$	+ 0,14
$Pb \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2e$	+ 0,13
$H_2 \rightleftharpoons 2\,H^{+} + 2e$	0,00
$Cu \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2e$	– 0,34
$2\,I^{-} \rightleftharpoons I_2 + 2e$	– 0,54
$Ag \rightleftharpoons Ag^{+} + e$	– 0,79
$2\,Br^{-} \rightleftharpoons Br_2 + 2e$	– 1,09
$2\,Cl^{-} \rightleftharpoons Cl_2 + 2e$	– 1,36
$Au \rightleftharpoons Au^{3+} + 3e$	– 1,51
$2\,F^{-} \rightleftharpoons F_2 + 2e$	– 2,87

La Tabla de **Potenciales de oxidación** también se conoce con el nombre de **Serie electroquímica.**

5.7. ¿Cuándo es posible una reacción de óxido-reducción?

Veamos si puede haber reacción entre el magnesio (Mg) y el sulfato de hierro (II). El magnesio tiene un potencial de oxidación de + 2,37 y el hierro de + 0,44 (diferencia = 1,93); esto nos indica que el magnesio tiene mayor facilidad para ceder sus dos electrones externos y, por lo tanto, serán captados por los cationes Fe^{2+}, ocurriendo la siguiente reacción:

$Mg + FeSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + Fe$ (El magnesio desplaza al hierro)

El magnesio se oxida: $Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e$ y los cationes de hierro se reducen: $Fe^{2+} + 2e \longrightarrow Fe^{\circ}$

Por el hecho de que el magnesio tiene un potencial de oxidación más elevado que el hierro, podemos predecir que el hierro no desplaza al magnesio de sus sales. Así, por ejemplo:

$Fe + MgSO_4 \longrightarrow$ **No hay reacción.**

La posibilidad de que se produzca una reacción de óxido-reducción depende de los potenciales de oxidación.

En el caso del magnesio y el sulfato de cobre, como el magnesio tiene un potencial de + 2,37 y el cobre de –0,34, es decir, una diferencia de 3,11, la reacción se producirá fácilmente:

$$Mg + CuSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + Cu$$

El magnesio se oxida y el cobre se reduce.

Al comparar la reacción del magnesio con el sulfato de hierro (II) y con el sulfato de cobre, vemos que la diferencia de potencial entre el magnesio y el hierro es de 1,99, mientras que entre el magnesio y el cobre es de 3,11; por lo tanto, podemos deducir que el magnesio desplaza con mayor facilidad al cobre que al hierro.

Los ácidos atacan a los metales que tienen potencial de oxidación mayor que el hidrógeno, tales como el cinc y el hierro.

Entonces:

Los potenciales de oxidación de los elementos permiten predecir cuáles son las reacciones de óxido-reducción que son posibles y con qué facilidad se realizan.

Los elementos que tienen mayor potencial de oxidación desplazan a los que tienen menor potencial de sus compuestos.

De acuerdo con la Tabla de potenciales de oxidación el elemento flúor, F, es el más fuerte de los oxidantes y el litio, Li, el más débil.

5.8. La corrosión

La **corrosión** es un fenómeno electroquímico que consiste en el ataque de superficies sólidas, especialmente las metálicas, por los agentes del medio y/o corrientes eléctricas.

Corrosión

Del latín:

Corroere = roer.

Este proceso produce diversas consecuencias sobre el material atacado, tales como la formación de óxidos, hidróxidos, sulfuros, sulfatos, carbonatos, etcétera.

Desde el punto de vista químico, la corrosión de los metales se debe a que éstos son reductores y por lo tanto dicho proceso de corrosión consiste principalmente en una **oxidación**.

El fenómeno de corrosión puede ocurrir en:

a) la **atmósfera**, en cuyo caso varía la intensidad del proceso corrosivo, según que se trate de un medio rural, industrial o marino.

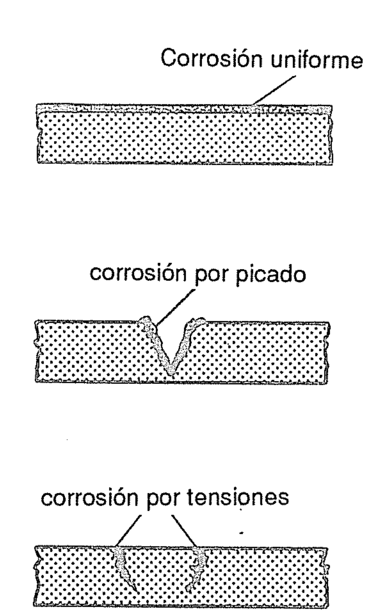
b) el **agua,** cuyo efecto será mayor en el agua de mar que en el agua potable o poco salina.

c) en el **suelo**, cuando se trata de metales enterrados y particularmente por la acción de las corrientes de agua subterránea.

La corrosión de los metales ocasiona grandes daños a la industria.

Cuando la corrosión se localiza en uno o varios puntos, se dice que el metal se ha "picado".

Este proceso de desgaste provoca daños que tienen gran repercusión desde el punto de vista económico. En el caso del hierro se originan óxidos, parcial o totalmente hidratados (hidróxidos), que reciben el nombre de herrumbre u orín. Económicamente, este modo de corrosión constituye un serio problema, habiéndose estimado que un 20% del hierro que se produce anualmente debe destinarse a reponer lo que se pierde en forma de herrumbre.



El hierro no se corroe en el aire seco ni en el agua privada de aire, de donde se deduce que la formación de herrumbre requiere la presencia de oxígeno y agua. También se ha observado que la corrosión se incrementa por la presencia de ciertas sustancias (ácidos, cloruros, citratos, oxalatos, etcétera), por tensiones en el seno del metal (soldaduras, estiramientos, laminados, martillado, etcétera), por contacto con otros metales (estaño, cobre, etcétera), por presentar incrustaciones y gases ocluidos y por la propia herrumbre (autocatálisis).

5.8.1. Interpretación electroquímica de la corrosión

El proceso de corrosión del hierro es muy complicado, pudiendo explicarse así:

En una **primera etapa,** en una zona del trozo de hierro, los átomos neutros de hierro pierden dos electrones, convirtiéndose en cationes:

$Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+} + 2e$

Esta zona, donde se produce la oxidación, recibe el nombre de **zona anódica** y corresponde a aquellas partes que han sido sometidas a esfuerzo (doblado, estiramiento, soldaduras), que presentan una baja concentración de oxígeno (acumulación de agua), que presentan impurezas, que se encuentran en contacto con otros metales o en donde se ha quebrado la capa protectora.

El agua también se encuentra ionizada débilmente:

$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$

En la **segunda etapa** los electrones son capturados por los cationes H^+ del agua o de las sustancias ácidas que pudiesen estar en solución, para formar átomos neutros de hidrógeno:

$H^+ + e \longrightarrow H$

En la **tercera etapa** los átomos de hidrógeno reaccionan con el oxígeno, formando agua:

$4\ H + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$

El proceso de corrosión se origina a partir de una compleja relación entre el material y el medio ambiente.

Finalmente, en la **cuarta etapa,** los cationes Fe^{2+} reaccionan con oxígeno, produciendo la herrumbre y cationes H^+:

$$4\ Fe^{2+} + O_2 + (4+2x)\ H_2O \longrightarrow 2\ (Fe_2O_3.xH_2O) + 8\ H^+$$

Los cationes H^+ aceleran la segunda etapa, actuando como catalizadores de la reacción, lo cual explica que los ácidos incrementen la velocidad de formación de la herrumbre.

En síntesis, la reacción total es:

$$4\ Fe + 3O_2 + 2x\ H_2O \longrightarrow 2\ (Fe_2O_3.xH_2O)$$

Como se observa, la herrumbre es óxido de hierro (III) hidratado con un número variable de moléculas de agua, por eso es la indicación xH_2O.

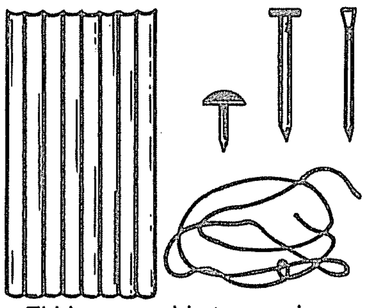
Los óxidos del hierro no son adherentes, por lo que el metal hierro se va "descascarando" o "pulverizando".

5.8.2. Protección del hierro

Los daños causados por la corrosión se pueden evitar o, al menos, atenuar. Una de las formas consiste en aislar al hierro del oxígeno y del agua. Esto puede hacerse untándolo con grasa, pintándolo con pinturas comunes o bien recubriéndolo con una capa metálica (cromado, niquelado, etcétera). En todos los casos debe lograrse que el recubrimiento sea total, porque si no, al excluir parcialmente el oxígeno, el proceso corrosivo se acelera.

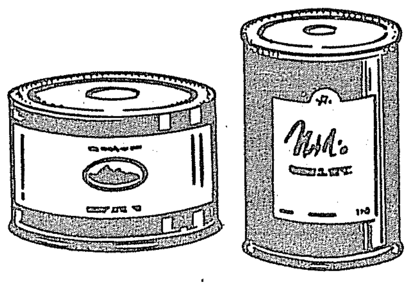
La corrosión se puede evitar si se adoptan medidas de prevención adecuadas.

La protección que brindan los metales usados como revestimiento depende de la actividad del metal con respecto al hierro y de su facilidad para formar una capa autoprotectora. El cinc es un metal que se autoprotege al reaccionar con el O_2 y CO_2 de la atmósfera, formando una película adherente sobre el hierro que impide la corrosión posterior. Además, el potencial de oxidación del cinc es mayor que el del hierro y, por lo tanto, si se raya o perfora la capa de revestimiento, quedando ambos metales expuestos a la corrosión, es el cinc el que la padece principalmente. En el caso del estaño, si bien forma una buena película de autoprotección, como su potencial de oxidación es menor que el del hierro, cuando ambos quedan expuestos a la atmósfera, el hierro es el que se oxida con preferencia.



El hierro recubierto por cinc se conoce como hierro galvanizado.

La protección que brinda el cinc por tener potencial de oxidación mayor que el hierro se denomina **protección catódica**. Otro metal que produce una buena protección catódica es el magnesio. En el agua de mar, donde la corrosión es particularmente grave por el elevado contenido en sales, las planchas de acero de los barcos se protegen con bloques de magnesio engarzados en el casco.



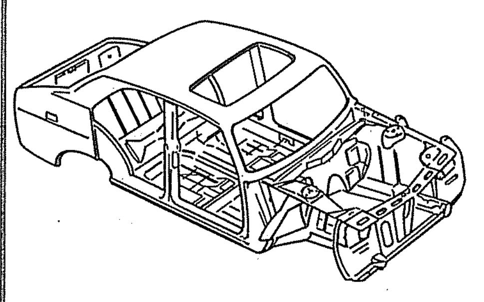
La hojalata es una lámina de hierro revestida con estaño.

5.8.3. Electroforesis catódica o cataforesis

En la actualidad es muy utilizado el procedimiento de **electroforesis catódica,** también llamada **cataforesis,** para la protección anticorrosiva de automotores y artefactos del hogar.

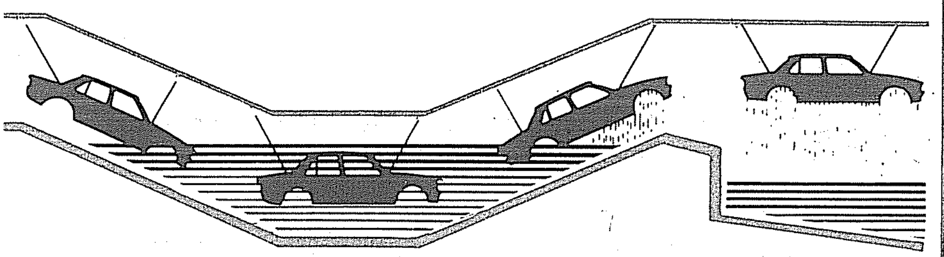
En el caso de los automóviles, se comienza por hacer pasar el casco de hierro, ya ensamblado, por un túnel de desengrase a vapor.

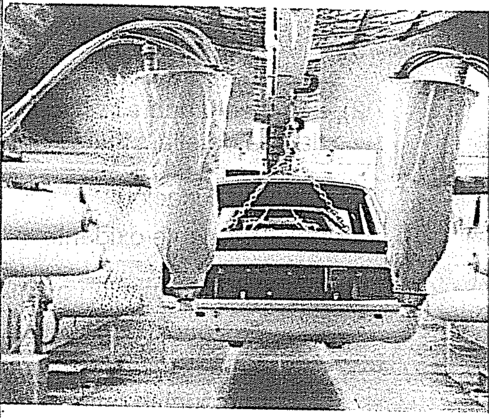
Luego se le realiza el primer tratamiento antióxido, introduciéndolo en un baño de fosfatación compuesto por ácido fosfórico o fosfato de manganeso. De ese modo se obtiene una capa porosa de fosfato de hierro (III), ($FePO_4$), que favorece la adherencia de la pintura de protección.



Casco de automóvil ensamblado

A continuación, se le aplica una capa de apresto por **electroforesis.** El casco se sumerge en un baño constituido por un líquido acuoso que contiene partículas de apresto y se los somete a tensión eléctrica continua. El electrodo negativo está representado por el casco y el electrodo positivo por el baño de inmersión. Por la acción del campo eléctrico, las partículas de apresto del baño (negativas) se depositan uniformemente sobre todas las chapas del casco (positivo), permitiendo una buena penetración del apresto sobre los pliegues, ángulos y partes interiores de los forros y largueros. Así, la película de apresto presenta una buena adherencia para la pintura y un espesor constante, tanto en las aristas vivas como en las superficies planas.

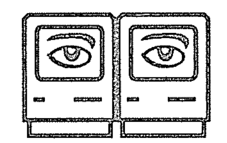




Tratamiento anticorrosivo de la carrocería de un automóvil (Gentileza Sevel Argentina S.A.)

Como se deduce de lo expuesto, el casco de hierro actúa de cátodo y, por lo tanto, constituye una forma de **protección catódica por electroforesis.**

El procedimiento continúa con la cocción en estufa y posterior lijado. Finalmente, se le aplica una nueva capa de apresto a pistola y recién entonces el casco está en condiciones de ser pintado.



ACTIVIDADES DE RECONOCIMIENTO

1) Marque con una X la respuesta correcta:

— Las reacciones químicas en que se produce transferencia de electrones se denominan:

a) de neutralización — b) de óxido-reducción — c) reversibles — d) totales

— Toda reacción en que los átomos ganan electrones es de:

a) neutralización — b) óxido-reducción — c) oxidación — d) reducción

— Un elemento oxida a otro cuando:

a) gana electrones — b) cede electrones — c) gana iones — d) cede iones

— En la pila voltaica la corriente eléctrica se origina por diferencia de potencial entre:

a) metal y no metal — b) ánodo y puente salino — c) puente salino y cátodo — d) ánodo y cátodo

— El potencial de oxidación de un elemento se obtiene midiendo la diferencia de potencial entre la hemipila de ese elemento y la hemipila de:

a) hidrógeno — b) oxígeno — c) cinc — d) un metal cualquiera

— El potencial de oxidación mide la tendencia de un elemento a:

a) ganar electrones — b) formar aniones — c) neutralizar aniones — d) ceder electrones

— La posibilidad de que se realice un proceso redox se puede predecir por el:

a) potencial de oxidación — b) número de oxidación — c) poder oxidante — d) agente oxidante

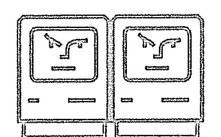
— La protección del hierro contra la corrosión se puede efectuar mediante:

a) un revestimiento con pintura — b) un revestimiento metálico — c) la protección catódica — d) todos los métodos mencionados

2) Lea atentamente la siguiente lista de palabras que sigue y busque debajo el ítem relacionado con cada una de ellas. Luego ubique en el paréntesis el número que le corresponde:

1. Oxidación — 2. Reducción — 3. Procesos redox
4. Agente oxidante — 5. Agente reductor — 6. Número de oxidación

( ) Transformación química en la cual los átomos o iones ganan electrones.
( ) Sustancia que realiza la oxidación de otra.
( ) Número convencional que indica la carga eléctrica que tiene o parece tener un átomo en un compuesto químico.
( ) Reacción química en la cual los átomos o iones ceden electrones.
( ) Sustancia que produce la reducción de otra.
( ) Reacciones químicas en las que hay transferencia de electrones de un átomo o ion a otro átomo o ion.



ACTIVIDADES DE RAZONAMIENTO

1) En el siguiente proceso redox: 2 $AgNO_3$ + Cu ——> Cu $(NO_3)_2$ + 2 Ag, indique cuál es:

a) la sustancia que se oxida: .... ¿por qué?:............................

b) la sustancia que se reduce: ....¿por qué?:.........................

c) el agente oxidante: ....Justifique:...................................

d) el agente reductor: ....Justifique:...................................

2) Desea preparar un recipiente metálico para conservar una solución de sulfato de cobre (II). ¿Cuál de los siguientes metales puede emplear: cinc, plomo, hierro, plata?: ....

Justifique su respuesta: ....

....

3) Para obtener hidrógeno, ¿utilizaría ácido sulfúrico y cobre?:...

Justifique su respuesta: ....

....

4) En la reacción entre el nitrato de plomo y el cinc, ¿cuál es el elemento que cede electrones?:........

.... ¿y cuál los gana?: ....

5) En una pila voltaica con electrodos de plomo y cinc, ¿la masa de cuál de ellos disminuye?: ....

Justifique su respuesta: ....

....

6) En una pila galvánica, si se conecta un voltímetro entre electrodos de plomo y cinc, sumergidos en soluciones 1M de sus respectivos iones (Pb^{2+} y Zn^{2+}), unidas entre sí por un puente salino, ¿cuál será la diferencia de potencial?:

....

7) ¿Por qué a la plata, al oro y al platino se los denomina metales nobles?:..

....

8) Averigüe por qué se indica no dejar los alimentos preparados en ollas de aluminio:

....

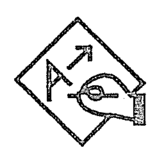
9) ¿Qué diferencia existe entre las reacciones de neutralización y las de óxido-reducción?:

....

10) En una pila, ¿cuál de los electrodos se considera el:

a) ánodo?: ....¿por qué?: ....

b) cátodo?: ....¿por qué?: ....



ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1) En base a la siguiente ecuación iónica:

$Cu^{\circ} + Sn^{2+} \rightleftharpoons Sn^{\circ} + Cu^{2+}$

a) Escriba las hemirreacciones de:

—oxidación: ....

—reducción: ....

b) Indique si se produce espontáneamente: .... Justifique: ....

....

2) Complete las siguientes hemirreacciones y luego, sobre la línea de puntos, indique cuáles son de oxidación y cuáles de reducción:

a) $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$ +........ ....

b) S° + ... $\longrightarrow S^{2-}$ ....

c) Cl° + 1 e $\longrightarrow$ ....

d) .... + 2 e $\longrightarrow Sn^{2+}$ ....

e) $Zn^{\circ} \longrightarrow Zn^{2+}$ + ...

f) .... $\longrightarrow H^{+}$ + 1 e ....

g) Mg $\longrightarrow$ .... + 2 e ....

h) $O^{2-} \longrightarrow O^{\circ}$ + ...

3) Calcule el número de oxidación del azufre en los siguientes compuestos:

a) H_2S = ...

b) H_2SO_2 = ...

c) H_2SO_3 = ...

d) H_2SO_4 = ...

4) Ajuste las siguientes ecuaciones por el método del ion-electrón:

a) $FeI_2 + I_2 \longrightarrow FeI_3$

b) $Fe + HNO_3 \longrightarrow Fe(NO_3) + NH_4(NO_3) + H_2O$

5) De acuerdo con la Tabla de potenciales de oxidación, indique si se produce o no reacción en los siguientes casos:

a) $FeS + Na$: ....

b) $HCl + Ag$: ....

c) $K_2CO_3 + Mg$: ....

d) $Pb(NO_3)_2 + Zn$: ....

e) $CuCl_2 + Al$: ....

f) $H_2SO_4 + Sn$: ....

g) $K_2SO_4 + Cu$: ....

h) $NaCl + Ag$: ....

ACTIVIDAD DE PROFUNDIZACIÓN

LA GALVANOPLASTIA

Objetivos:

- Identificar las aplicaciones actuales de la galvanoplastia.
- Reconocer la importancia de la galvanoplastia para evitar la corrosión.
- Participar activamente en un pequeño grupo de discusión.

Actividades:

I) Tareas en pequeños grupos:

- Integrar un grupo de cuatro alumnos.
- Acordar quiénes actuarán como coordinador y secretario.
- Leer atentamente el texto: **IONES Y METALES UNIDOS PARA EL PROGRESO**, publicado en la Sección Ciencia y Técnica, del diario *CLARÍN,* el 27 de noviembre de 1990.
- Discutir con sus compañeros los distintos párrafos e intercambiar opiniones sobre el contenido.
- Analizar la guía de discusión.
- Participar activa y ordenadamente en la elaboración de conclusiones.
- Registrar dichas conclusiones para leerlas en el plenario (esta tarea la realiza el secretario).

II) Tareas en sesión plenaria:

- Leer las conclusiones de cada pequeño grupo de discusión.
- Discutir los aspectos significativos de cada grupo.
- Elaborar las conclusiones finales.

IONES Y METALES UNIDOS PARA EL PROGRESO

Un amplio espectro industrial-comercial, cuyo desarrollo es ya inseparable de la evolución del país, halla sólido respaldo en la **galvanoplastia**. Es ésta un área caracterizada por su empuje empresarial y tecnológico, más allá de los contratiempos propios de la coyuntura, y se sustenta sobre todo en empresas medianas y pequeñas —también algunas grandes y polifuncionales— que proveen trabajo a más de **7.000 hombres y mujeres. La automatización alterna allí con las tareas semiautomáticas y manuales**.

Basada en un antiguo proceso químico o electroquímico (se trata, en esencia, de **recubrir de modo cada vez más sofisticado ciertas piezas con partículas o iones metálicos o plásticos, transportados desde otro elemento o aleación)**, la especialidad vivió un fuerte auge con el establecimiento de las industrias automotriz y metalúrgica. Aunque afirman sus entusiastas cultores, casi **no hay rubro fabril en el que la galvanoplastia esté ausente por completo**.

Los cambios verificados en los últimos años en el país en el ámbito del automotor fueron no obstante en desmedro de la actividad; hasta el inicio de los '80, los vehículos argentinos ostentaban parrillas, paragolpes, manijas, tazas, baguetas, ventiletes y bordes de puertas cromados, o de acero inoxidable pulido; **en la actualidad, plásticos, gomas y pinturas han suplantado en buena medida a la metalización**. "Hasta los cochecitos de bebé o los juegos de jardín, como las reposeras y changuitos para las compras, han modificado su presentación y acabado; y eso que, en muchos casos, el pintado resulta aún más costoso que un buen cromado", observan los directivos del sector. Sin embargo, la aptitud de esta industria para atender necesidades crecientemente diversificadas abre caminos allí donde otros parecen clausurarse. Su utilización se ha incrementado grandemente en la **bijouterie, área que hoy es boom en todo el mundo**. Simultáneamente, el **cromoduro auxilia cada vez más al sector petrolero, y el revestimiento galvanoplástico con elementos antisalinos también interviene en la náutica**. Implementos tan disímiles como las maquinarias de hilandería, motores de alta tensión, alambres para distintos usos o —inclusive— válvulas cardíacas, son otros bene-

ficiarios de estos modernos procesos que sufren hoy, asimismo, problemas de costos; el encarecimiento del níquel, del cromo o el cadmio, han llevado en ciertos casos al uso de pinturas en polvo, pero también al pujante avance de las técnicas y firmas que operan a base de un metal más económico, el cinc.

La provisión en tiempo y medida de las materias primas, el mayor o menor apoyo fiscal o crediticio y el acceso a los mercados interno y externo condicionan igualmente a esta actividad altamente especializada, pero aún sujeta a una **demanda refleja**.

La industria medicinal, de yesería y cerámica, del vidrio y de la bicicleta, son, aparte de las antes nombradas, algunas entre las muchas **que requieren el auxilio galvanoplástico** con diversos fines. Uno de éstos, aunar en una sola pieza las propiedades relevantes de dos o más metales, otorgando al conjunto las mejores condiciones de superficie y volumen, y minimizando los costos.

Ciertos elementos piden aumentar su dureza y durabilidad: así el acero es óptimamente protegido de la corrosión mediante su inmersión y eventual centrifugación en un baño caliente de cinc fundido, que formará una aleación con el metal base. Este procedimiento, o galvanizado, se llamará "cincado" cuando implique el uso de corriente eléctrica y constituye uno de los muy remarcables adelantos tecnológicos.

Los tratamientos electrolíticos a base de cinc, níquel, estaño, cadmio, cobre, bronce, plata, cromo y otros elementos más el galvanizado, emplomado y fosfatizado, **son una faceta primordial de la galvanoplastia**. Pero no pueden obviarse otras conquistas, **como el proceso de pintura por electrodeposición**, técnica que posee características similares a los revestimientos electroquímicos sobre metales utilizados en la galvánica.

Guía de discusión

1) Cuestionario:

a) ¿Qué se entiende por galvanoplastia?

b) ¿En qué actividades tuvo un fuerte auge su utilización?

c) ¿Por qué se ha reducido su aplicación en algunas industrias metalúrgicas?

d) ¿En qué áreas industriales se ha incrementado su utilización?

e) ¿Cuál es la faceta primordial de la galvanoplastia?

f) ¿En qué otros procesos se utiliza?

g) ¿Cuáles son los beneficios de su uso?

2) Conclusiones:

a) ¿Cuáles son las aplicaciones actuales de la galvanoplastia?

b) ¿Por qué la galvanoplastia contribuye a evitar la corrosión?

ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

— **Visite** un establecimiento de su barrio o ciudad que aplique el proceso de galvanoplastia e **investigue** cuáles son los pasos del procedimiento que utilizan (preparación de la pieza, electrodeposición y tratamiento final).

ÍNDICE

CAPÍTULO 5: TABLA PERIÓDICA Y UNIONES QUÍMICAS

CAPÍTULO 6: COMPUESTOS QUÍMICOS Y ESTEQUIOMETRÍA

CAPÍTULO 7: LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN Y LAS SOLUCIONES

CAPÍTULO 8: LAS REACCIONES QUÍMICAS

Este libro se terminó de imprimir en el mes de noviembre de 1999 en los talleres gráficos de La Prensa Médica Argentina S.R.L., Junín 845, Buenos Aires, República Argentina.



I.S.B.N. 950-525-276-5